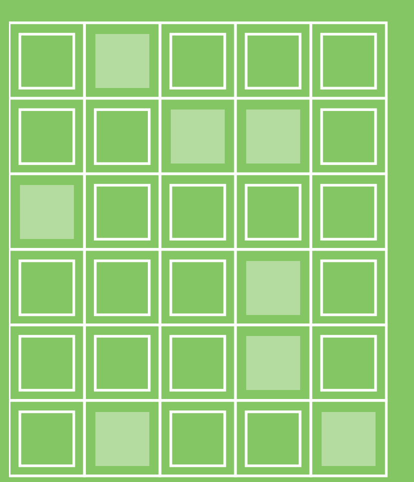
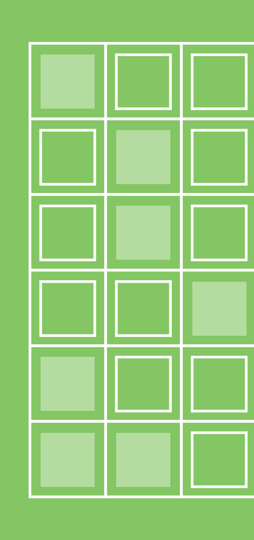


Bachillerato General Unificado



QUÍMICA



2.º Curso

GUÍA DEL DOCENTE

DISTRIBUCIÓN GRATUITA
PROHIBIDA SU VENTA





Transformar la educación
MISIÓN DE TODOS

Química

2 BGU



GUÍA DEL DOCENTE

Serie Ingenios



edebé

Av. Amazonas N34-451 y Atahualpa
Quito, Ecuador
www.educacion.gob.ec



EDITORIAL DON BOSCO
OBRAS SALESIANAS DE COMUNICACIÓN

Marcelo Mejía Morales
Gerente general

Eder Acuña Reyes
Dirección editorial

Paulina Margoth Hidalgo Miño
Adaptación y edición de contenidos

Eder Acuña Reyes
Creación de contenidos nuevos

Luis Felipe Sánchez Ludeña
Coordinación de estilo

Pamela Cueva Villavicencio
Coordinación gráfica

Pamela Cueva Villavicencio
Diagramación

Darwin Xavier Parra Ojeda
Ilustración

Darwin Xavier Parra Ojeda
Diseño de portada e ilustración

En alianza con

Grupo edebé
Proyecto: Química 2
Bachillerato segundo curso

Antonio Garrido González
Dirección general

María Banal Martínez
Dirección editorial

José Estela Herrero
Dirección de edición
de Educación Secundaria

Santiago Centelles Cervera
Dirección pedagógica

Juan López Navarro
Dirección de producción

Equipo de edición Grupo edebé
© grupo edebé, 2015
Paseo San Juan Bosco, 62
08017 Barcelona
www.edebe.com





ISBN 978-9942-23-073-7
Primera impresión: Julio 2016

Impreso en Ecuador por: El Telegrafo E.P.

ADVERTENCIA
Un objetivo manifiesto del Ministerio de Educación es combatir el sexismo y la discriminación de género en la sociedad ecuatoriana y promover, a través del sistema educativo, la equidad entre mujeres y hombres. Para alcanzar este objetivo, promovemos el uso de un lenguaje que no reproduzca esquemas sexistas, y de conformidad con esta práctica preferimos emplear en nuestros documentos oficiales palabras neutras, tales como las personas (en lugar de los hombres) o el profesorado (en lugar de los profesores), etc. Sólo en los casos en que tales expresiones no existan, se usará la forma masculina como genérica para hacer referencia tanto a las personas del sexo femenino como masculino. Esta práctica comunicativa, que es recomendada por la Real Academia Española en su Diccionario Panhispánico de Dudas, obedece a dos razones: (a) en español es posible <referirse a colectivos mixtos a través del género gramatical masculino>, y (b) es preferible aplicar <la ley lingüística de la economía expresiva> para así evitar el abultamiento gráfico y la consiguiente ilegibilidad que ocurriría en el caso de utilizar expresiones como las y los, os/as y otras fórmulas que buscan visibilizar la presencia de ambos sexos.





Este libro de texto que tienes en tus manos es una herramienta muy importante para que puedas desarrollar los aprendizajes de la mejor manera. Un libro de texto no debe ser la única fuente de investigación y de descubrimiento, pero siempre es un buen aliado que te permite descubrir por ti mismo la maravilla de aprender.

El Ministerio de Educación ha realizado un ajuste curricular que busca mejores oportunidades de aprendizaje para todos los estudiantes del país en el marco de un proyecto que propicia su desarrollo personal pleno y su integración en una sociedad guiada por los principios del Buen Vivir, la participación democrática y la convivencia armónica.

Para acompañar la puesta en marcha de este proyecto educativo, hemos preparado varios materiales acordes con la edad y los años de escolaridad. Los niños y niñas de primer grado recibirán un texto que integra cuentos y actividades apropiadas para su edad y que ayudarán a desarrollar el currículo integrador diseñado para este subnivel de la Educación General Básica. En adelante y hasta concluir el Bachillerato General Unificado, los estudiantes recibirán textos que contribuirán al desarrollo de los aprendizajes de las áreas de Ciencias Naturales, Ciencias Sociales, Lengua y Literatura, Matemática y Lengua Extranjera-Inglés.

Además, es importante que sepas que los docentes recibirán guías didácticas que les facilitarán enriquecer los procesos de enseñanza y aprendizaje a partir del contenido del texto de los estudiantes, permitiendo desarrollar los procesos de investigación y de aprendizaje más allá del aula.

Este material debe constituirse en un apoyo a procesos de enseñanza y aprendizaje que, para cumplir con su meta, han de ser guiados por los docentes y protagonizados por los estudiantes.

Esperamos que esta aventura del conocimiento sea un buen camino para alcanzar el Buen Vivir.

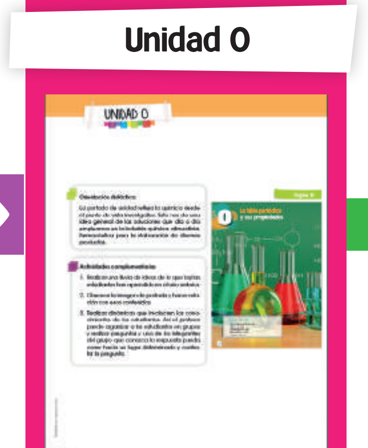
Ministerio de Educación

2016

CÓMO ES EL LIBRO. PROGRAMACIÓN Y ORIENTACIONES DE LAS UNIDADES DIDÁCTICAS



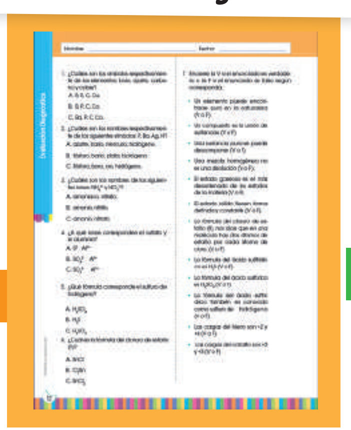
Unidad 0



Banco de preguntas



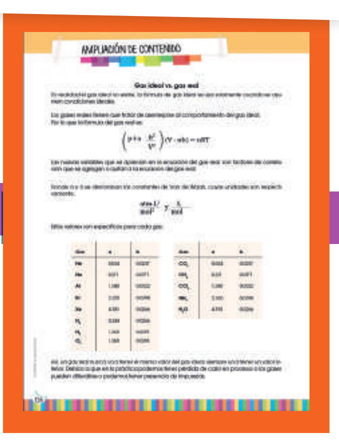
Evaluación diagnóstica



Recursos propios del área



Ampliación de contenidos



Recursos para fomentar el ingenio

Elementos del currículo

Ciclo de aprendizaje

Trabajo inclusivo

Recursos para la evaluación

Solucionarios



INGENIOS: El proyecto educativo de Editorial Don Bosco

La sociedad actual se enfrenta a nuevos retos que solo pueden superarse con educación, esfuerzo y talento personal y social.

INGENIOS es el proyecto de edebé que promueve el desarrollo óptimo de los potenciales individuales de cada alumno, contribuye a mejorar la calidad de su educación y le permite afrontar con garantías de éxito los retos del futuro y alcanzar un mayor nivel de felicidad.

INGENIOS contempla las diferentes manifestaciones o formas del talento **(«las esencias del talento»)** y las estimula en diversos contextos **(«los contextos del talento»)**, contribuyendo a un modelo de escuela que potencia al máximo el desarrollo de la persona.

Las esencias de Ingenios

Talento analítico y crítico

Aprender a pensar, utilizar rutinas de pensamiento, valorar el pensamiento... Toda una actitud ante la vida.

Talento creativo

Dejar aflorar la imaginación, la expresividad... en la resolución de problemas y retos.

Talento emprendedor

Iniciativa, imaginación, trabajo en equipo, comunicación, constancia... Persigue tus sueños.

Talento emocional

Talento que permite gestionar de manera eficaz las emociones y las hace fluir adecuadamente.

Talento social

Sensible a la justicia social para lograr un mundo mejor.

Talento cooperativo

Para aprender con y de los demás, y generar productos de valor.



Los contextos de Ingenios

El desarrollo del talento se lleva a cabo en un contexto determinado, relacionado con un **modelo de escuela** y **de sociedad**:

1. **Un aprendizaje en un contexto práctico y funcional.** El proyecto TALENTIA integra el trabajo de las competencias y las inteligencias múltiples.
   - El aprendizaje se sitúa en contextos reales, próximos y significativos para los alumnos, mediante actividades prácticas y funcionales.
   - Las competencias se programan, se trabajan (actividades competenciales, tareas y proyectos) y se evalúan (rúbricas).
2. **Unas propuestas educativas abiertas al mundo.** Una gran parte del conocimiento se adquiere en contextos no formales, por ello nuestros libros están «abiertos al mundo» (aprendizaje 360º). Para ello:
   - Proponemos temas que despiertan el interés y la curiosidad y mueven a indagar y ampliar el conocimiento.
   - Invitamos al alumno a aprender fuera del aula.
3. **Un entorno innovador y tecnológico.** El proyecto INGENIOS ha adquirido un compromiso con la innovación y las nuevas tecnologías, avanzando en la Escuela del Siglo XXI. En ese sentido, los principales elementos de innovación son:
   - Cultura del pensamiento. Dar valor al pensar; enseñar a pensar.
   - Espíritu emprendedor. El emprendimiento es una oportunidad para desarrollar capacidades, y una necesidad social.
   - Compromiso TIC. La tecnología al servicio de la persona (humanismo tecnológico) en formatos amigables y compatibles.
4. **Un modelo de escuela integradora.** La **diversidad** de la sociedad tiene su reflejo en la escuela y una escuela para todos debe ofrecer respuestas a esa diversidad. Además, una mayor equidad contribuye a mejorar los resultados académicos. INGENIOS apuesta por el enfoque preventivo, y lo concreta en:
   - Itinerarios alternativos para acceder al conocimiento basados en las IM.
   - Adaptaciones curriculares y actividades multinivel.
5. **Una sociedad con valores.** La actual sociedad necesita personas con una sólida formación en valores para lograr una convivencia más positiva y afrontar los retos del futuro. INGENIOS se apoya en:
   - Valores universalmente aceptados, con un mensaje adaptado a la nueva realidad.
   - La adquisición de compromisos firmes en la mejora de la sociedad.

Programación y orientaciones de las unidades didácticas

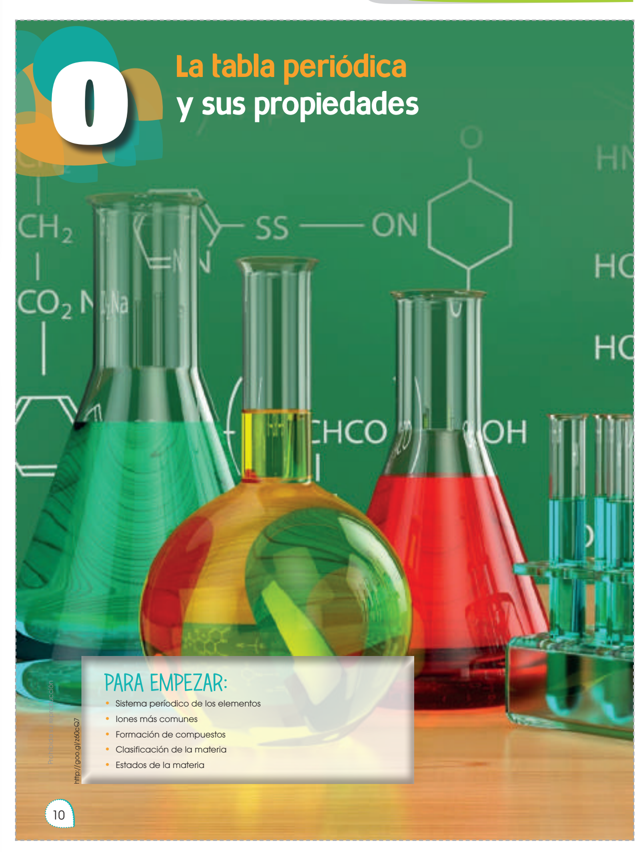
Orientación didáctica

La portada de unidad refleja la química desde el punto de vista investigativo. Esto nos da una idea general de las soluciones que día a día empleamos en la industria química, alimenticia, farmacéutica para la elaboración de diversos productos.

Actividades complementarias

1. Realizar una lluvia de ideas de lo que los/las estudiantes han aprendido en el año anterior.
2. Observar la imagen de portada y hacer relación con esos contenidos.
3. Realizar dinámicas que involucren los conocimientos de los estudiantes. Así el profesor puede organizar a los estudiantes en grupos y realizar preguntas y uno de los integrantes del grupo que conozca la respuesta pueda correr hacia un lugar determinado y contestar la pregunta.

Página 10



Página 11

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

La tabla periódica está compuesta por períodos (filas) y grupos (columnas). Todos los elementos están agrupados por su similitud en función de las características físicas y químicas

11

Orientación didáctica

Los estudiantes podrán observar en su totalidad la tabla periódica actualizada en esta carilla. En esta imagen a través de la diferenciación de colores, se quiere que el estudiante además de distinguir los tipos de elementos que existen, se familiaricen con la tabla periódica, con los símbolos, grupos, números atómicos y pesos. Se recomienda explicar a qué familia pertenece cada color.

Actividades complementarias

Preguntas y respuestas

Se puede realizar en la clase una actividad en la que el docente menciona un elemento y el estudiante responde el símbolo al que corresponde. Y de igual manera, el docente puede mencionar un símbolo y que el estudiante responda el elemento al que corresponde.

Página 12



Orientación didáctica

Los estudiantes podrán observar los iones más utilizados en química. Se pretende que se familiaricen con las cargas, las fórmulas, los subíndices de los cationes y aniones. El conocer el nombre y las fórmulas de los iones facilitará al estudiante la comprensión de los temas tratados.



Actividades complementarias

Preguntas y respuestas

Se puede realizar en la clase una actividad en la que el docente menciona un anión o catión, y el estudiante responde la fórmula correspondiente.

IONES MÁS COMUNES

Cationes más comunes

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Aluminio	Al^{3-}	Cobalto (III) o cobáltico	Co^{3+}
Amonio	NH_4^{+1}	Cobre (I) o cuproso	Cu^{1+}
Bario	Ba^{2+}	Cobre (II) o cúprico	Cu^{2+}
Berilio	Be^{2+}	Cromo (II) o cromoso	Cr^{2+}
Cadmio	Cd^{2+}	Cromo (III) o crómico	Cr^{3+}
Calcio	Ca^{2+}	Estaño (II) o estañoso	Sn^{2+}
Cesio	Cs^{1+}	Estaño (IV) o estáñico	Sn^{4+}
Estroncio	Sr^{2+}	Hierro (II) o ferroso	Fe^{2+}
Francio	Fr^{1+}	Hierro (III) o férrico	Fe^{3+}
Litio	Li^{1+}	Manganeso (II) o manganoso	Mn^{2+}
Magnesio	Mg^{2+}	Manganeso (III) o mangánico	Mn^{3+}
Plata	Ag^{1+}	Níquel (II) o niqueloso	Ni^{2+}
Potasio	K^{1+}	Níquel (III) o niquélico	Ni^{3+}
Rubidio	Rb^{1+}	Oro (I) o auroso	Au^{1+}
Sodio	Na^{1+}	Oro (III) o aúrico	Au^{3+}
Zinc	Zn^{2+}	Plomo (II) o plumboso	Pb^{2+}
Cobalto (II) o cobaltoso	Co^{2+}	Plomo (IV) o plúmbico	Pb^{4+}

Aniones más comunes

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Bromuro	Br^{1-}	Tiocianato	SCN^{1-}
Carburo	C^{4-}	Cromato	CrO_4^{2-}
Cloruro	Cl^{1-}	Dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$
Fosfuro	P^{3-}	Fosfito	PO_3^{3-}
Fluoruro	F^{1-}	Fosfato	PO_4^{3-}
Hidruro	H^{1-}	Hidróxido	OH^{1-}
Nitruro	N^{3-}	Hipoclorito	ClO^{1-}
Óxido	O^{2-}	Clorito	ClO_3^{1-}
Peróxido	O_2^{2-}	Clorato	ClO_2^{1-}
Selenuro	Se^{2-}	Nitrito	NO_2^{1-}
Sulfuro	S^{2-}	Nitrato	NO_3^{1-}
Yoduro	I^{1-}	Oxalato	$C_2O_4^{2-}$
Acetato	CH_3COO^{1-}	Perclorato	ClO_4^{1-}
Bicarbonato	HCO_3^{1-}	Permanganato	MnO_4^{1-}
Borato	BO_3^{3-}	Sulfito	SO_3^{2-}
Carbonato	CO_3^{2-}	Sulfato	SO_4^{2-}
Cianuro	CN^{1-}	Tiosulfato	$S_2O_3^{2-}$

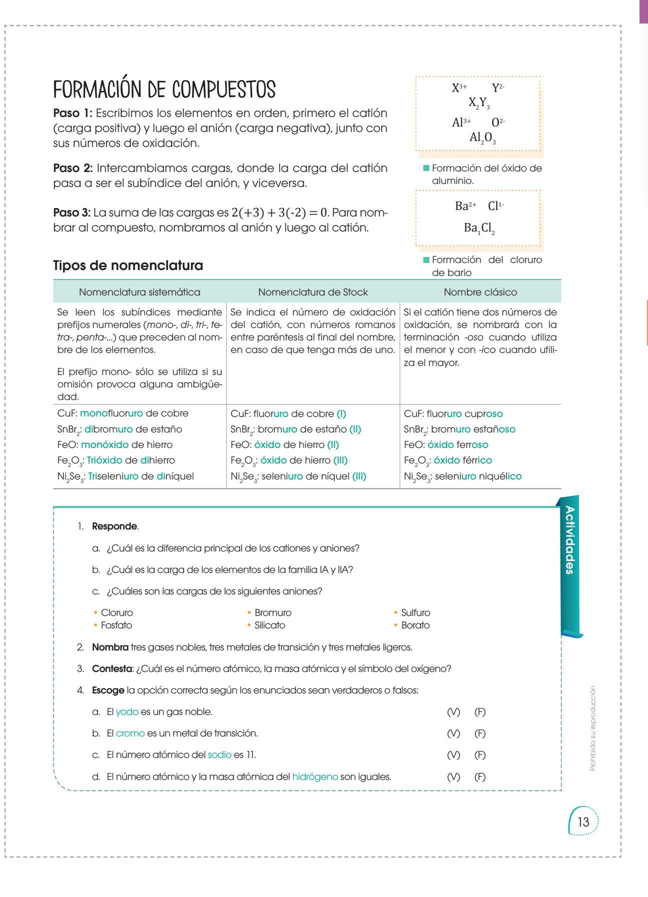




Orientación didáctica

Se busca refrescar la memoria del estudiante y familiarizar con la formación de compuestos. No solamente desde la perspectiva de planteamiento de fórmulas sino también con los tipos de nomenclatura que existen para nombrar a un mismo compuesto.

Página 13



FORMACIÓN DE COMPUESTOS

Paso 1: Escribimos los elementos en orden, primero el catión (carga positiva) y luego el anión (carga negativa), junto con sus números de oxidación.

Paso 2: Intercambiamos cargas, donde la carga del catión pasa a ser el subíndice del anión, y viceversa.

Paso 3: La suma de las cargas es $2(+3) + 3(-2) = 0$. Para nombrar al compuesto, nombramos al anión y luego al catión.

X^{3+} Y^{2-}
X_2Y_3
Al^{3+} O^{2-}
Al_2O_3

Formación del óxido de aluminio.

Ba^{2+} Cl^{1-}
Ba_1Cl_2

Formación del cloruro de bario

Tipos de nomenclatura

Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nombre clásico
Se leen los subíndices mediante prefijos numerales (*mono-, di-, tri-, tetra-, penta-*...) que preceden al nombre de los elementos. El prefijo mono- sólo se utiliza si su omisión provoca alguna ambigüedad.	Se indica el número de oxidación del catión, con números romanos entre paréntesis al final del nombre, en caso de que tenga más de uno.	Si el catión tiene dos números de oxidación, se nombrará con la terminación *-oso* cuando utiliza el menor y con *-ico* cuando utiliza el mayor.
CuF: monofluoruro de cobre $SnBr_2$: dibromuro de estaño FeO: monóxido de hierro Fe_2O_3: Trióxido de dihierro Ni_2Se_3: Triseleniuro de diníquel	CuF: fluoruro de cobre (I) $SnBr_2$: bromuro de estaño (II) FeO: óxido de hierro (II) Fe_2O_3: óxido de hierro (III) Ni_2Se_3: seleniuro de níquel (III)	CuF: fluoruro cuproso $SnBr_2$: bromuro estañoso FeO: óxido ferroso Fe_2O_3: óxido férrico Ni_2Se_3: seleniuro niquélico

Actividades

1. **Responde**.
   a. ¿Cuál es la diferencia principal de los cationes y aniones?
   b. ¿Cuál es la carga de los elementos de la familia IA y IIA?
   c. ¿Cuáles son las cargas de los siguientes aniones?
   - Cloruro
   - Bromuro
   - Sulfuro
   - Fosfato
   - Silicato
   - Borato
2. **Nombra** tres gases nobles, tres metales de transición y tres metales ligeros.
3. **Contesta**: ¿Cuál es el número atómico, la masa atómica y el símbolo del oxígeno?
4. **Escoge** la opción correcta según los enunciados sean verdaderos o falsos:
   a. El yodo es un gas noble. (V) (F)
   b. El cromo es un metal de transición. (V) (F)
   c. El número atómico del sodio es 11. (V) (F)
   d. El número atómico y la masa atómica del hidrógeno son iguales. (V) (F)

13

Actividades complementarias

Actividad en clase

El estudiante complete estas preguntas y luego, el docente realice la corrección de las preguntas, argumentando las respuestas correctas.

Solucionario

1. a. La diferencia se encuentra en el tipo de carga iónica que tienen. Los aniones tienen carga negativa, y los cationes carga positiva.

   b. Todos los compuestos de la familia IA tienen carga +1, y los de la familia IIA tienen carga +2.

   c. Cloruro: -1 Bromuro: -1

   Sulfuro: -2 Fosfato: -3

   Silicato: -2 Borato: -1

2. Gases Nobles: Neón, Xenón y Rádon

   Metales de Transición: Hierro, Cobalto y Paladio

   Metales Ligeros: Bario, Calcio y Radio

3. Número atómico: 8

   Masa atómica: 16

   Símbolo: O

4. a. F b. V c. V d. V



Orientación didáctica

Se pretende de un modo global distinguir y comprender a la clasificación de la materia. El mapa conceptual ayudará al estudiante a comprender todos los conceptos que serán de gran utilidad en este libro. Se busca una interacción docente estudiante, mediante la lectura del mapa conceptual.

Actividades complementarias

Intercambio de ideas

El docente puede leer el mapa conceptual, mientras argumenta y cita ejemplos. Esto lo va realizando junto con las opiniones de los estudiantes.

Solucionario

1. a. Un compuesto químico está formado a partir de elementos químicos.

   b. Las mezclas pueden estar en forma homogénea o heterogénea.

   c. La diferencia se da en la uniformidad de las partes que componen la mezcla.

   d. Mezcla entre soluto y solvente.

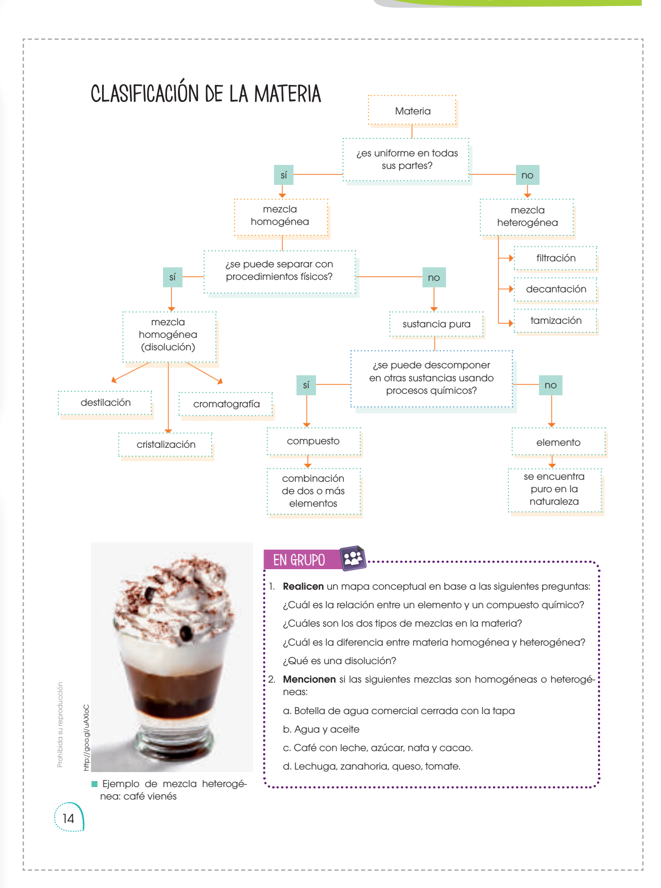
2. a. Heterogénea

   b. Heterogénea

   c. Heterogénea

   d. Heterogénea

Página 14



CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

■ Ejemplo de mezcla heterogénea: café vienés

EN GRUPO

1. **Realicen** un mapa conceptual en base a las siguientes preguntas:
   ¿Cuál es la relación entre un elemento y un compuesto químico?
   ¿Cuáles son los dos tipos de mezclas en la materia?
   ¿Cuál es la diferencia entre materia homogénea y heterogénea?
   ¿Qué es una disolución?
2. **Mencionen** si las siguientes mezclas son homogéneas o heterogéneas:
   a. Botella de agua comercial cerrada con la tapa
   b. Agua y aceite
   c. Café con leche, azúcar, nata y cacao.
   d. Lechuga, zanahoria, queso, tomate.

14

Página 15

ESTADOS DE LA MATERIA

Sólido	• Su forma es definida y constante. • El volumen es fijo y los sólidos son, por tanto, prácticamente incompresibles.	
Líquido	• Su forma se adapta a la del recipiente que los contiene. • Prácticamente incompresibles, por lo que su volumen es constante y no depende de la presión. • Presentan, generalmente, fluidez, que les permite pasar con facilidad de un recipiente a otro. • Tienen capacidad de difusión. Por lo tanto, al poner en contacto dos líquidos, tienden a mezclarse. • Presentan tensión superficial. Por esta razón, los líquidos forman gotas más o menos esféricas cuando caen libremente.	
Gas	• No poseen forma propia y adoptan la del recipiente que los contiene. • No tienen volumen fijo. Se pueden comprimir y expandir. • Son fluidos. • Tienen capacidad de difusión.	

Para caracterizar a los estados de la materia utilizamos la densidad, cuya fórmula es:

$$d=\frac{m}{V}$$

donde *d*, *m* y *v* son la densidad, masa y volumen respectivamente. Generalmente a la densidad de sólidos y líquidos la expresamos en unidades de gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) y su equivalente es gramos por mililitro (g/mL). La densidad de los gases tiende a ser baja, por lo que sus unidades se encuentran en gramos por litro (g/L).

Actividades

5. **Responde**.
   a. ¿Cuáles son los estados de la materia?
   b. ¿Cuál es la diferencia en cuanto a forma entre los estados de la materia?
6. **Determina** la densidad en g/mL, conociendo que 25 gramos de hierro se disuelven en 50 mL de agua.

15

Orientación didáctica

De manera visual, se enfatiza en las diferencias de los estados de la materia para facilitar la comprensión de los conceptos al estudiante. La teoría complementa los dibujos de cada uno de los estados de la materia.

Actividades complementarias

Intercambio de ideas

El docente o un estudiante puede leer las características de cada estado de la materia, mientras entre toda el aula se realizan comentarios que complementen el aprendizaje. El docente puede incluso repetir estos conceptos o enfatizarlos mediante ejemplos en la vida cotidiana.

Solucionario

5. a. Sólido, líquido y gas.

   b. **Sólido**: tiene una forma propia. **Líquido**: Se adapta a la forma del recipiente que lo contiene. **Gas**: Ocupa todo el espacio disponible.

6. La densidad del agua es 1000 kg/m^3

Nombre: ______________________ Fecha: ______________

1. ¿Cuáles son los símbolos respectivamente de los elementos: boro, azufre, carbono y cobre?
   A. B, S, C, Cu.
   B. B, P, C, Co.
   C. Ba, P, C, Co.
2. ¿Cuáles son los nombres respectivamente de los siguientes símbolos: P, Ba, Ag, H?
   A. azufre, bario, mercurio, hidrógeno.
   B. fósforo, bario, plata, hidrógeno.
   C. fósforo, boro, oro, hidrógeno.
3. ¿Cuáles son los nombres de los siguientes iones: NH_4^{1+} y NO_3^{1-}?
   A. amoníaco, nitrato.
   B. amonio, nitrito.
   C. amonio, nitrato.
4. ¿A qué iones corresponden el sulfato y el aluminio?
   A. S^{2-} Al^{3+}
   B. SO_4^{2-} Al^{3+}
   C. SO_3^{2-} Al^{3+}
5. ¿Qué fórmula corresponde el sulfuro de hidrógeno?
   A. H_2SO_4
   B. H_2S
   C. H_2SO_3
6. ¿Cuál es la fórmula del cloruro de estaño (II)?
   A. SnCl
   B. Cl_2Sn
   C. $SnCl_2$
7. Encierre la V si el enunciado es verdadero o la F si el enunciado es falso según corresponda.
   - Un elemento puede encontrarse puro en la naturaleza (V o F)
   - Un compuesto es la unión de sustancias (V o F)
   - Una sustancia pura se puede descomponer (V o F)
   - Una mezcla homogénea no es una disolución (V o F).
   - El estado gaseoso es el más desordenado de los estados de la materia (V o F).
   - El estado sólido tienen forma definida y constante (V o F).
   - La fórmula del cloruro de estaño (II), nos dice que en una molécula hay dos átomos de estaño por cada átomo de cloro. (V o F)
   - La fórmula del ácido sulfhídrico es H_2S (V o F)
   - La fórmula del ácido sulfúrico es H_2SO_4 (V o F)
   - La fórmula del ácido sulfhídrico también es conocido como sulfuro de hidrógeno (V o F)
   - Las cargas del hierro son +2 y +4 (V o F)
   - Las cargas del cobalto son +2 y +3 (V o F)

1. ¿Cuáles son los símbolos respectivamente de los elementos: boro, azufre, carbono y cobre?
   A. B, S, C, Cu.
   B. B, P, C, Co.
   C. Ba, P, C, Co.
2. ¿Cuáles son los nombres respectivamente de los siguientes símbolos: P, Ba, Ag, H?
   A. azufre, bario, mercurio, hidrógeno.
   B. fósforo, bario, plata, hidrógeno.
   C. fósforo, boro, oro, hidrógeno.
3. ¿Cuáles son los nombres de los siguientes iones: NH_4^{1+} y NO_3^{1-}?
   A. amoníaco, nitrato.
   B. amonio, nitrito.
   C. amonio, nitrato.
4. ¿A qué iones corresponden el sulfato y el aluminio?
   A. S^{2-} Al^{3+}
   B. SO_4^{2-} Al^{3+}
   C. SO_3^{2-} Al^{3+}
5. ¿Qué fórmula corresponde el sulfuro de hidrógeno?
   A. H_2SO_4
   B. H_2S
   C. H_2SO_3
6. ¿Cuál es la fórmula del cloruro de estaño (II)?
   A. SnCl
   B. Cl_2Sn
   C. $SnCl_2$
7. Seleccionar directamente la respuesta correcta colectar en bold en color fuccia
   - Un elemento puede encontrarse puro en la naturaleza (V o F) V
   - Un compuesto es la unión de sustancias (V o F) F
   - Una sustancia pura se puede descomponer (V o F) V
   - Una mezcla homogénea no es una disolución (V o F). F
   - El estado gaseoso es el más desordenado de los estados de la materia (V o F). V
   - El estado sólido tienen forma definida y constante (V o F). V
   - La fórmula del cloruro de estaño (II), nos dice que en una molécula hay dos átomos de estaño por cada átomo de cloro. (V o F) F
   - La fórmula del ácido sulfhídrico es H_2S (V o F) V
   - La fórmula del ácido sulfúrico es H_2SO_4 (V o F) V
   - La fórmula del ácido sulfhídrico también es conocido como sulfuro de hidrógeno (V o F) V
   - Las cargas del hierro son +2 y +4 (V o F) F
   - Las cargas del cobalto son +2 y +3 (V o F) F

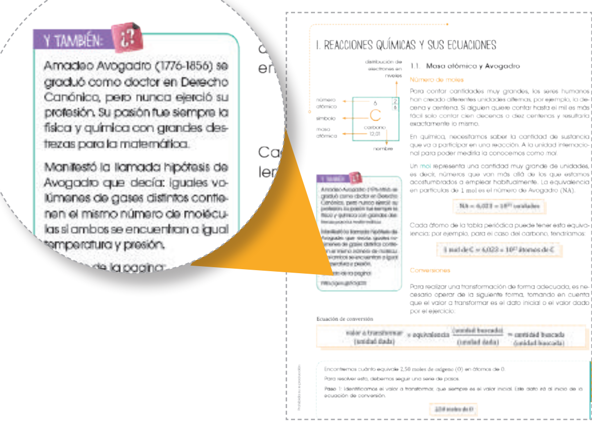
Evaluación Diagnóstica

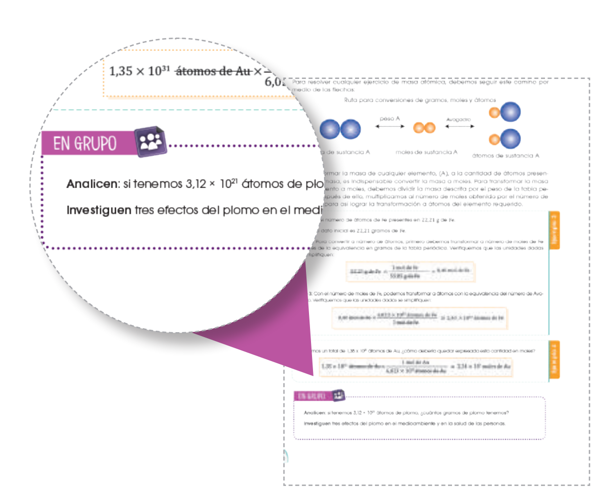


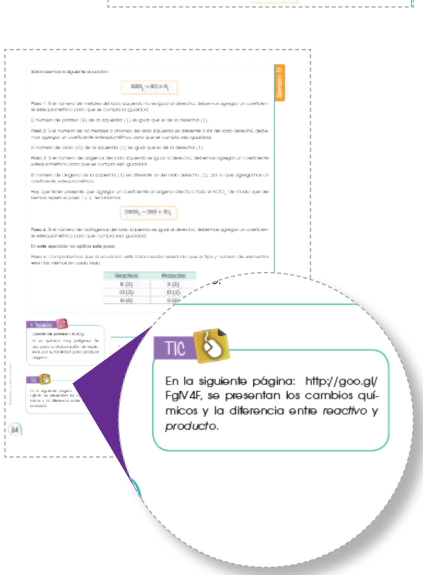
Reacciones químicas y sus ecuaciones

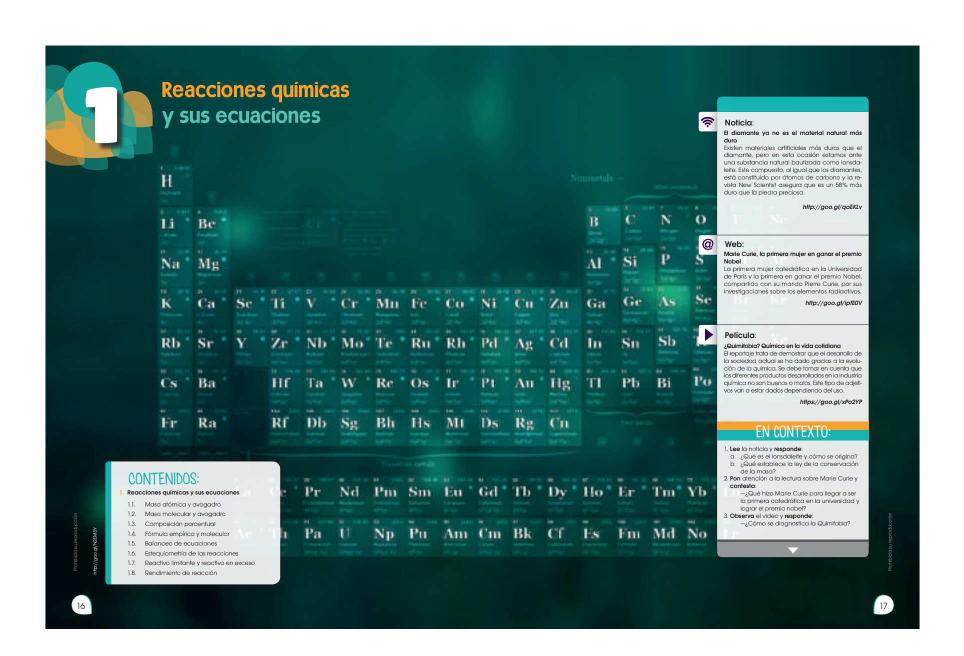












1 Reacciones químicas y sus ecuaciones

CONTENIDOS:

1. Reacciones químicas y sus ecuaciones
   1.1. Masa atómica y avogadro
   1.2. Masa molecular y avogadro
   1.3. Composición porcentual
   1.4. Fórmula empírica y molecular
   1.5. Balanceo de ecuaciones
   1.6. Estequiometría de las reacciones
   1.7. Reactivo limitante y reactivo en exceso
   1.8. Rendimiento de reacción

http://goo.gl/N2EM3Y

Noticia:
El diamante ya no es el material natural más duro
Existen materiales artificiales más duros que el diamante, pero en esta ocasión estamos ante una substancia natural bautizada como lonsdaleite. Este compuesto, al igual que los diamantes, está constituido por átomos de carbono y la revista New Scientist asegura que es un 58% más duro que la piedra preciosa.
http://goo.gl/qoEKLv

Web:
Marie Curie, la primera mujer en ganar el premio Nobel
La primera mujer catedrática en la Universidad de París y la primera en ganar el premio Nobel, compartido con su marido Pierre Curie, por sus investigaciones sobre los elementos radiactivos.
http://goo.gl/ipfE0V

Película:
¿Quimifobia? Química en la vida cotidiana
El reportaje trata de demostrar que el desarrollo de la sociedad actual se ha dado gracias a la evolución de la química. Se debe tomar en cuenta que los diferentes productos desarrollados en la industria química no son buenos o malos. Este tipo de adjetivos van a estar dados dependiendo del uso.
https://goo.gl/xPo2YP

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **responde**:
   a. ¿Qué es el lonsdaleite y cómo se origina?
   b. ¿Qué establece la ley de la conservación de la masa?
2. **Pon** atención a la lectura sobre Marie Curie y **contesta**:
   —¿Qué hizo Marie Curie para llegar a ser la primera catedrática en la universidad y lograr el premio nobel?
3. **Observa** el video y **responde**:
   —¿Cómo se diagnostica la Quimifobia?

Prohibida su reproducción

16

17

Bloques curriculares	Contenidos
La química y su lenguaje Ciencia en acción	1.1 Masa atómica y avogadro 1.2 Masa molecular y avogadro 1.3 Composición porcentual 1.4 Fórmula empírica y molecular 1.5 Balanceo de ecuaciones 1.6 Estequiometría de las reacciones 1.7 Reactivo limitante y reactivo en exceso 1.8 Rendimiento de reacción

PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR					
Nombre de la institución					
Nombre del Docente				**Fecha**	
Área	Ciencias Naturales	**BGU**	Segundo	**Año lectivo**	
Asignatura	Química			**Tiempo**	
Unidad didáctica	1 – Reacciones químicas y sus ecuaciones				
Objetivo de la unidad	OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico; demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico. OG.CN.2 Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el Universo, y sobre los procesos, físicos y químicos, que se producen en la materia. OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental. OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales. OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social. OG.CN.10. Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.				
Criterios de Evaluación	CE.CN.Q.5.10. Argumenta mediante la experimentación el cumplimiento de las leyes de transformación de la materia, realizando cálculos de masa molecular de compuestos simples a partir de la masa atómica y el número de Avogadro, para determinar la masa molar y la composición porcentual de los compuestos químicos.				

¿Qué van a aprender? **DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO**	¿Cómo van a aprender? **ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE** (Estrategias Metodológicas)	**RECURSOS**	¿Qué y cómo evaluar? **EVALUACIÓN** Indicadores de Evaluación de la unidad
CN.Q.5.2.9. Experimentar y deducir el cumplimiento de las leyes de transformación de la materia: leyes ponderales y de la conservación de la materia que rigen la formación de compuestos químicos. CN.Q.5.2.10. Calcular y establecer la masa molecular de compuestos simples a partir de la masa atómica de sus componentes, para evidenciar que estas medidas son inmanejables en la práctica y que por tanto es necesario usar unidades de medida mayores, como el mol. CN.Q.5.2.11. Utilizar el número de Avogadro en la determinación de la masa molar de varios elementos y compuestos químicos y establecer la diferencia con la masa de un átomo y una molécula. CN.Q.5.2.12. Examinar y clasificar la composición porcentual de los compuestos químicos basándose en sus relaciones moleculares.	Debatir la necesidad que existe en la industria alimenticia, química, farmacéutica, etc. para utilizar unidades de masa molar de varios elementos o compuestos químicos moles y convertirlas a unidades equivalentes (gramos o átomos) a través del número de Avogadro. Comparar las similitudes existentes entre moles, gramos y átomos. Comprender el procedimiento adecuado para determinar la masa molecular de los diferentes compuestos. Reflexionar acerca de la importancia de conocer la composición atómica, centesimal y porcentual de los compuestos en la vida cotidiana. Examinar la composición porcentual de los compuestos químicos basándose en sus relaciones moleculares. Identificar las diferencias existentes entre la fórmula empírica y molecular. Reconocer la importancia del balanceo de ecuaciones, para comprender las distintas reacciones químicas que tienen lugar, en función de la ley de conservación de la masa. Realizar predicciones del reactivo limitante y en exceso en base a la estequiometría de las reacciones y del rendimiento de la reacción.	Texto Cuadernos Videos Pizarra Calculadora Materiales de laboratorio	I.CN.Q.5.10.1. Justifica desde la experimentación el cumplimiento de las leyes de transformación de la materia, mediante el cálculo de la masa molecular, la masa molar (aplicando número de Avogadro) y la composición porcentual de los compuestos químicos. (I.2.)

***Adaptaciones curriculares**	
Especificación de la necesidad educativa	**Especificación de la adaptación a ser aplicada**

Nombre: ______________________ Fecha: ______________

1. Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y cloro. En la combustión de 1,5 g de dicho compuesto se obtienen 1,041 dm^3 de dióxido de carbono, medidos a 273 K y $1{,}013 \cdot 10^5$ Pa, y 1,047 g de agua. Si en estado gaseoso 1,29 g del compuesto ocupan un volumen de 500 mL a 41 °C y $1{,}04 \cdot 10^5$ Pa, determina:

   a. La fórmula empírica y molecular del compuesto.

   b. **Escribe** y **nombra** dos isómeros compatibles con la fórmula molecular encontrada.

2. De la combustión de 10 g de un compuesto orgánico se obtienen 8,19 g de agua y 0,455 mol de dióxido de carbono. Se sabe que, en estado gaseoso, 1 g del compuesto ocupa 1 dm^3 a $4{,}44 \cdot 10^4$ Pa y 473 K.

   a. **Escribe** la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto.

   b. **Escribe** y **nombra** dos isómeros compatibles con la fórmula molecular encontrada.

3. Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. Al quemar 0,876 g de este compuesto, se obtiene 1,76 g de dióxido de carbono y 0,72 g de agua.

   a. **Determina** la fórmula empírica del compuesto.

   b. Sabiendo que el compuesto es un ácido monocarboxílico. **Propón** su fórmula molecular y **nómbralo**.

   c. **Escribe** la ecuación química igualada de la reacción de combustión para este compuesto.

4. **Balancea** la siguiente reacción por el método algebraico:

$$_CH_4 + _Br_2 \rightarrow _CBr_4 + _HBr$$

a b c d

1. Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y cloro. En la combustión de 1,5 g de dicho compuesto se obtienen 1,041 dm^3 de dióxido de carbono, medidos a 273 K y 1,013 · 10^5 Pa, y 1,047 g de agua. Si en estado gaseoso 1,29 g del compuesto ocupan un volumen de 500 mL a 41 °C y 1,04 · 10^5, **determina**:

   a. **Determina** la fórmula empírica y molecular del compuesto.

   b. **Escribe** y **nombra** dos isómeros compatibles con la fórmula molecular encontrada.

   Datos: R = 8,31J · K^{-1} · mol^{-1}
   Masas atómicas: C = 12, O = 16, H = 1, Cl = 35,5

   c. Solución a partir de la cantidad de agua obtenida se puede calcular cuántos gramos de hidrógeno contenía la muestra orgánica. Del mismo modo, a partir de la cantidad de dióxido de carbono se deduce la cantidad de carbono:

$$1{,}047 \text{ g } H_2O \times \frac{2 \text{g H}}{18 \text{ g } H_2 O} = 0{,}116 \text{g H}$$

$$1{,}041 \text{ dm}^3 \text{ } CO_2 \times \frac{1 \text{mol } CO_2}{22{,}4 \text{ dm}^3 \text{ } CO_2} \times \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol } CO_2}$$

$$= 0{,}558 \text{ g C}$$

La masa de cloro se encuentra por diferencia:

$$m_{Cl} = m_T - m_H - m_C = 0{,}826 \text{ g Cl}$$

La proporción en moles de los tres elementos (C : H : Cl) es (0,046 : 0,116 : 0,023), que expresada en números enteros, resulta (2 : 5 : 1). Por tanto, la fórmula empírica del compuesto será C_2H_5Cl, con una masa empírica de 64,5 g · mol^{-1}.

Para obtener la fórmula molecular se debe conocer la masa molecular del compuesto:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} =$$

$$\frac{2{,}58 \cdot 10^3 \cdot 8{,}31 \cdot 314}{1{,}04 \cdot 10^5} = 64{,}7 \text{ g·mol}^{-1}$$

A partir de la relación entre la masa molecular y la masa empírica, se puede deducir que la fórmula molecular del compuesto será C_2H_5Cl.

b. Se observa como existe un único compuesto, el cloroetano, de fórmula molecular CH_3CH_2Cl.

2. De la combustión de 10 g de un compuesto orgánico se obtienen 8,19 g de agua y 0,455 mol de dióxido de carbono. Se sabe que, en estado gaseoso, 1 g del compuesto ocupa 1 dm^3 a 4,44 · 10^4 Pa y 473 K.

   a. **Escribe** la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto.

   b. **Escribe** y **nombra** dos isómeros compatibles con la fórmula molecular encontrada.

   Datos: R = 8,31 J · K^{-1} · mol^{-1},
   Masas atómicas: C = 12, O = 16, H = 1

   A partir de la cantidad de agua obtenida se calcula la fórmula de hidrógeno que contenía la muestra orgánica. Del mismo modo, a partir de la cantidad de dióxido de carbono se deduce la fórmula del carbono:

$$819 \text{ g } H_2O \times \frac{2 \text{g H}}{18 \text{ g } H_2 O} = 0{,}91 \text{g H}$$

$$0{,}455 \text{ mol } CO_2 \times \frac{12 \text{g C}}{1 \text{ mol } CO_2} = 5{,}46 \text{g C}$$

La masa de oxígeno se determina a partir de la diferencia:

$$m_O = m_T - m_H - m_C = 3{,}63 \text{g O}$$

La masa de oxígeno se determina a partir de la diferencia:

$$m_O = m_T - m_H - m_C = 3{,}63 \text{g O}$$

La proporción en moles de los tres elementos (C : H : O) (0,455 : 0,91 : 0,22), que expresada en números enteros resulta (2 : 4 : 1). Por tanto, la fórmula empírica del compuesto es C_2H_4O, con una masa empírica de 44 g · mol^{-1}.

Para obtener la fórmula molecular se debe conocer la masa molecular del compuesto:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} =$$

$$\frac{10^3 \cdot 8{,}31 \cdot 473}{4{,}44 \cdot 10^4} = 88{,}53 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

A partir de la relación entre la masa molecular y la masa empírica, se deduce que la fórmula molecular del compuesto es $C_4H_8O_2$.

b. $CH_3\,CH_2\,CH_2\,COOH$ ácido butanoico

$CH_3\,CH_2\,COOCH_3$ propanoato de metilo

3. Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. Al quemar 0,876 g de este compuesto, se obtiene 1,76 g de dióxido de carbono y 0,72 g de agua.

a. **Determina** la fórmula empírica del compuesto.

b. Sabiendo que el compuesto es un ácido monocarboxílico, **Propón** su fórmula molecular y nómbralo.

c. **Escribe** la ecuación química igualada de la reacción de combustión para este compuesto.

Datos: Masas atómicas: $H = 1$, $C = 12$, $O = 16$

6. La fórmula del compuesto desconocido sería $C_xH_yO_z$, y la ecuación de combustión de este compuesto:

$$C_xH_yO_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Se sabe que 0,876 g del compuesto forman 1,76 g de CO_2 y 0,72 g de H_2O. Como todo el C del CO_2 y todo el H del H_2O provienen del compuesto, se calcula cuántos gramos de C y de H contenía el compuesto, a partir del porcentaje en masa de estos elementos en el CO_2 y en el H_2O:

$$\%C(CO_2) = \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } CO_2} \cdot 100 = 27{,}27\% \Rightarrow$$

$$1{,}76 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{27{,}27 \text{ g C}}{100 \text{ g } CO_2} = 0{,}48 \text{g C}$$

$$\%H(H_2O) = \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g } H_2O} \cdot 100 = 11{,}11\% \Rightarrow$$

$$0{,}72 \text{ g } H_2O \cdot \frac{11{,}11 \text{ g H}}{100 \text{ g } H_2O} = 0{,}08 \text{g H}$$

Por lo tanto, la masa de oxígeno en el compuesto se encuentra por la diferencia:

Masa de O = 0,876 g compuesto – 0,48 g C – 0,08 g H = 0,316 g O

Se pasan los gramos de cada elemento en el compuesto a moles y se encuentra la proporción entre ellos para determinar la fórmula empírica del compuesto:

$$0{,}48g\ C \cdot \frac{1\ mol\ C}{12g\ C} = 0{,}040\ mol\ C$$
$$0{,}08g\ H \cdot \frac{1\ mol\ H}{1g\ H} = 0{,}08\ mol\ H$$
$$0{,}316g\ O \cdot \frac{1\ mol\ O}{16g\ O} = 0{,}0198\ mol\ O$$

A partir del cálculo de la proporción de moles respecto de los moles de O, se obtiene:

1 mol de O : 2 moles de C : 4 moles de H

Por tanto, la fórmula empírica para el compuesto será C_2H_4O.

Sabiendo que se trata de un ácido monocarboxílico, en su fórmula aparecerá el grupo $-COOH$ y dispondrá de dos átomos de oxígeno, lo que da $C_4H_8O_2$ como posible fórmula molecular, correspondiente al compuesto $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}COOH$, el ácido butanoico.

La ecuación de combustión para el ácido butanoico será:

$$C_3H_7COOH\ (s) + 5\ O_2\ (g)\ r\ 4\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l)$$

4. **Balancear** la siguiente reacción por el método algebraico:

$$CH_4 + Br_2 \rightarrow CBr_4 + HBr$$

El sistema de ecuaciones de la reacción es:

- Para el C:

a = c

- Para el H:

4a = d

- Para el Br:

2b =4c + d

Resolvemos el sistema de ecuaciones, reemplazando la ecuación de C y H en la ecuación de Br:

2b = 4c + d

Asuma a=1 , en consecuencia c=1, d=4

2b = 4a + 4a

2b = 8a

b = 4

Por tanto, los coeficientes estequiométricos de la siguiente ecuación son 1, 4, 1, 4 respectivamente.

Con este método se puede claramente obtener todos los coeficientes. Se puede tomar en cuenta este ejercicio para resolver cualquier ecuación que se requiera balancear. La importancia de esto es que servirá para la comprensión de temas más profundos como es el caso de la química orgánica.

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

CE.CN.Q.5.10. Argumenta mediante la experimentación el cumplimiento de las leyes de transformación de la materia, realizando cálculos de masa molecular de compuestos simples a partir de la masa atómica y el número de Avogadro, para determinar la masa molar y la composición porcentual de los compuestos químicos.

Destrezas con criterios de desempeño

CN.Q.5.2.9. Experimentar y deducir el cumplimiento de las leyes de transformación de la materia: leyes ponderales y de la conservación de la materia que rigen la formación de compuestos químicos.

CN.Q.5.2.10. Calcular y establecer la masa molecular de compuestos simples a partir de la masa atómica de sus componentes, para evidenciar que estas medidas son inmanejables en la práctica y que por tanto es necesario usar unidades de medida mayores, como el mol.

CN.Q.5.2.11. Utilizar el número de Avogadro en la determinación de la masa molar de varios elementos y compuestos químicos y establecer la diferencia con la masa de un átomo y una molécula.

CN.Q.5.2.12. Examinar y clasificar la composición porcentual de los compuestos químicos basándose en sus relaciones moleculares.

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora, activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los estudiantes:

- Aplica la técnica de lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y comprensión de los contenidos.
- Aplica las técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el docente hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Aplicación:

Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:

- Actividades de Experimentación:
- Actividades de Evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: Resumen, Para finalizar, Alto en el camino.

1. Un átomo de sodio tiene número atómico 11 y tiene masa atómica número 23. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

Un átomo de sodio tiene 11 protones, 11 electrones y 11 neutrones

Un átomo de sodio tiene 11 protones, 12 electrones, y 11 neutrones

Un átomo de sodio tiene 11 protones, 11 electrones, y 12 neutrones

Un átomo de sodio tiene 11 protones, 12 electrones, y 12 neutrones

2. Un átomo de fósforo tiene un número atómico de 15 y una masa atómica de 31. ¿Cuántos neutrones contiene?

15

16

31

3. Si la masa atómica de cobre es 63.55, la masa porcentual de cobre en Cu2O es:

0.7898

0.8098

0.8882

0.8678

4. ¿Cuántos mL de 17 M NH3 se deberían diluir en 500 mL para preparar una solución 0.75M?

13 mL

22 mL

39 mL

73 mL

Ninguno de los anteriores

5. ¿Cuál es la molaridad del ácido fosfórico en una solución etiquetada 20% de ácido fosfórico (H_3PO_4) con una densidad 1.12 g/mL?

(a) 0.98 M

(b) 2.3 M

(c) 2.7 M

(d) 3.0 M

(e) 3.6 M

SOLUCIONARIO BANCO DE PREGUNTAS

1. Un átomo de sodio tiene número atómico 11 y tiene masa atómica número 23. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

Un átomo de sodio tiene 11 protones, 11 electrones y 11 neutrones

Un átomo de sodio tiene 11 protones, 12 electrones, y 11 neutrones

Un átomo de sodio tiene 11 protones, 11 electrones, y 12 neutrones

Un átomo de sodio tiene 11 protones, 12 electrones, y 12 neutrones

2. Un átomo de fósforo tiene un número atómico de 15 y una masa atómica de 31. ¿Cuántos neutrones contiene?

15

16

31

3. Si la masa atómica de cobre es 63.55, la masa porcentual de cobre en Cu2O es:

0.7898

0.8098

0.8882

0.8678

4. ¿Cuántos mL de 17 M NH3 se deberían diluir en 500 mL para preparar una solución 0.75M?

13 mL

22 mL

39 mL

73 mL

Ninguno de los anteriores

5. ¿Cuál es la molaridad del ácido fosfórico en una solución etiquetada 20% de ácido fosfórico (H_3PO_4)) con una densidad 1.12 g/mL?

(a) 0.98 M

(b) 2.3 M

(c) 2.7 M

(d) 3.0 M

(e) 3.6 M

Balanceo de ecuaciones por método algebraico

Balacear la siguiente ecuación:

$$NH_3 + CuO \rightarrow Cu + N_2 + H_2O$$

Para realizar el balance de ecuaciones más complejas, que por tanteo resulte complicado, se utiliza el método algebraico.

Consiste en realizar un sistema de ecuaciones simultáneas para obtener los coeficientes de la ecuación de la reacción.

Primeramente, se debe asignar una letra a cada compuesto, ya sea reactivo o producto, de la reacción.

$$\underset{a}{NH_3} + \underset{b}{CuO} \rightarrow \underset{c}{Cu} + \underset{d}{N_2} + \underset{e}{H_2O}$$

Luego, se tiene que realizar un análisis por elemento tomando en cuenta la letra asignada y que el lado izquierdo (reactivos) debe ser igual al lado derecho (productos).

- Para el N:

  Tenemos un nitrógeno en el lado de los reactivos (a) y dos en el lado derecho (2d). Como se asignó las letras podríamos realizar una ecuación.

  $a = 2d$

- Para el H:

  Tenemos 3 hidrógenos en el lado izquierdo (3a) y dos en el lado derecho (2e).

  $3a = 2e$

- Para el Cu:

  Tenemos un cobre en el lado de los reactivos (b) y uno en el lado derecho (c).

  $b = c$

- Para el O:

  Tenemos un oxígeno en el lado izquierdo (b) y uno en el lado derecho (e).

  $b = e$

  El sistema de ecuaciones total es:

  $a = 2d$ ecuación (1)

  $3a = 2e$ ecuación (2)

  $b = c$ ecuación (3)

  $b = e$ ecuación (4)

Reemplazando:

(4) en (2) $3a = 2b$

$a = \frac{2}{3}b$

(2) en (1) $\frac{2}{3}b = 2d$

$d = \frac{1}{3}b$

Las ecuaciones resultantes son:

$b = c \qquad b = e$

$a = \frac{2}{3}b \qquad d = \frac{1}{3}b$

Para que no den números enteros, ponemos de valor de b es 3.

$b = 3 \qquad c = 3 \qquad e = 3$

$a = \frac{2}{3} \times 3 = 2 \qquad d = \frac{1}{3} \times 3 = 1$

Por lo que los coeficientes de la ecuación son:

$$2NH_3 + 3CuO \rightarrow 3Cu + N_2 + 3H_2O$$

Se podrían resolver otras ecuaciones con este mismo método:

Por ejemplo:

$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
a b c d e

El sistema de ecuaciones de la reacción es:

Para el Cu: $a = c$

Para el H: $b = 2e$

Para el N: $b = 2c + d$

Para el O: $3b = 6c + d + e$

Resolvemos el sistema de ecuaciones, reemplazando la ecuación de N en la ecuación de O:

$$3(2c + d) = 6c + d + e$$
$$6c + 3d = 6c + d + e$$
$$3d = d + e$$
$$2d = e$$

Reemplazamos la ecuación de H en la ecuación de N:

$$2e = 2c + d$$

Como conocemos que 2d = e, reemplazamos

$$2(2d) = 2c + d$$
$$4d = 2c + d$$
$$3d = 2c$$
$$d = \frac{2}{3}c$$

Las ecuaciones resultantes son:

$$a = c$$
$$b = 2e$$
$$2d = e$$
$$d = \frac{2}{3}c$$

Para que no den números enteros, ponemos de valor de c es 3.

$$c = 3$$
$$a = 3$$
$$d = \frac{2}{3} \times 3 = 2$$
$$e = 2(2) = 4$$
$$b = 2(4) = 8$$

Por lo que los coeficientes de la ecuación son:

$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

De este modo se puede balancear cualquier ecuación por el método algebraico.

Corrosión

La corrosión es el deterioro de un material por la causa de una afectación del electroquímico en su entorno, se puede decir también que los materiales tienden a buscar una forma más estable o de menor energía interna.



https://goo.gl/hqChhO

Ojo: cuando la corrosión se produce por reacción electroquímica (oxidación), su velocidad dependerá de la temperatura. El contenido dependerá, por un lado, del fluido que se encuentra en contacto con el metal y, por otro, de las propiedades de dichos metales.

Una característica muy importante de la corrosión es que es un proceso natural y espontáneo; en este tipo de reacción química interceden tres factores:

- La pieza manufactura
- El ambiente
- El agua

Tipos de corrosión

1. **Corrosión uniforme**: Es el adelgazamiento uniforme a causa de la pérdida regular del metal superficial en forma observable y constante, en pocas palabras se disuelve el material. Y se subdivide:



http://goo.gl/C4clzN

- **Atmosférica**: provoca más daños en el material y en mayor porción, como por ejemplo metales presentes en automóviles, puentes y/o edificios. Los compuestos que intervienen en la corrosión son el oxígeno, agua y sal.



https://goo.gl/QAs1p1

- **Galvánica**: Ocurre cuando los metales distintos se unen eléctricamente en presencia de un electrolito.



http://goo.gl/skOXjR

- **Metales líquidos**: Ciertos metales se degradan en presencia de metales líquidos como el Zinc, Mercurio, Cadmio, etc.



- **Altas temperaturas**: Sin la necesidad de la presencia de un electrolito, los metales que están expuestos a gases oxidantes en altas temperaturas, pueden oxidar directamente.



https://goo.gl/Odf5Av

2. **Localizada**: Se encuentra en áreas discretas y se subdivide en:
   - Corrosión por fisuras: Se produce en pequeñas cavidades o huecos formados por una pieza, más comúnmente, con un objeto no metálico.



http://goo.gl/JiHFmP

- **Corrosión por picadura**: Ocurre en zonas de baja corrosión causando pequeñas picaduras, producidas por un ánodo pequeño y un cátodo mayor.



http://goo.gl/YegQku

- **Corrosión microbiológica**: Los organismos biológicos más cuando se encuentran en medio acuoso aceleran el proceso de corrosión.



https://goo.gl/clqfwF

3. **Corrosión intercristalina**: Los átomos e impurezas que por el tamaño excesivamente grande que poseía no podían interactuar y formar parte de las estructuras cristalinas, por tal motivo estos cuerpos extraños se agrupan entre ellos, lo cual produce una heterogeneidad mecánica y electroquímica. Los materiales que están hechas con base de cobre se ven menos afectados por la corrosión.



http://goo.gl/YegQku

Subrayar o resaltar



http://goo.gl/zF1zSq

La química requiere de la comprensión de la teoría para que, a partir de aquella, se pueda comprender los ejercicios. El subrayado puede ayudar a la comprensión de temas posteriores de la química. Al tener el libro subrayado, va a ser más fácil estudiar para un examen acumulativo como, por ejemplo, la prueba de unidad o la prueba de bloque.

Es una técnica que se utiliza para la comprensión y estudio profundo de los temas abordados a lo largo de la unidad. Para realizarla, se debe realizar inicialmente una lectura comprensiva y, se debe ir subrayando lo más importante.

Al destacar las partes más significativas del texto, la familiarización con los conceptos y el estudio va a ser un proceso más eficiente y sencillo de realizar.

Se recomienda utilizar diferentes colores para el subrayado de los temas de la unidad. Por ejemplo, se podría subrayar los conceptos de color azul, las explicaciones de color amarillo, los ejercicios resueltos trascendentales de color verde, entre otros. La ventaja de utilizar diferentes colores es que ayuda al estudio, el cerebro entiende más rápidamente cuando tenemos varios colores.

Realizar tu propio resumen

En química, la parte teórica es una parte fundamental, lo conceptos o los antecedentes son parte fundamental para la comprensión y ejecución de ejercicios. Además, sirve de sustento para futuros temas más complejos, la química es un tanto acumulativa, mientras mejor base se tenga, es mejor para el desarrollo comprensivo.

Es una técnica que trata de resumir lo más destacable de cada tema de la unidad, con tus propias palabras. Para realizar un resumen apropiado, éste, debe tener menor extensión que las páginas sin resumir inicialmente. Además, debe contener lo más destacable del contenido, sin dejar a un lado datos claves.

Se debe ir resumiendo a mano con esfero o lápiz en hojas, o a computadora. Depende de cada persona el hecho de hacer su resumen a su estilo. Lo recomendable es hacerlo de la manera que gustes, con colores, a lápiz o con diferentes colores, el objetivo es realizar un trabajo en el que estés satisfecho de tu resumen, y, sobre todo, que recuerdes a partir de tus propios rasgos lo más importante de la información. más rápidamente cuando tenemos varios colores.

El trabajo colaborativo es un técnico grupal, en la que los estudiantes en base a un tema, desglosan ideas con el fin de resolver o plantear una temática. Al estar varias personas pensando en un mismo tema, no solamente fortalece temas sino también, ayuda a estudiantes a trabajar en equipo. El escuchar, hablar, respetar las opiniones de otro facilitarán el trabajo colaborativo.

Un moderador de este trabajo puede ser un estudiante a cargo o el propio docente, con el fin de guiar/enfocar al trabajo colaborativo hacia un objetivo en común. Se pueden analizar temas de interés química, las aplicaciones, la importancia del tema en las unidades o a futuro, entre otras.

Técnica de lluvia de ideas

Es una técnica en la cual, varios miembros de un grupo o curso aportan ideas sobre un determinado tema. En primer lugar, debemos empezar por plantear todas las posibles ideas acerca de un tema determinado. Por más que una idea no tenga sentido, debe estar en la lista preliminar de las ideas.

Después, se debe leer todas las ideas propuestas y las que tengan similitud o sean pequeñas, pueden unirse con otras. De este modo, se realizará una lista definitiva, aunque de ser necesario, se puede realizar otra lluvia de ideas. La unión de varias ideas pequeñas, hace una idea bien planteada, permitiendo al estudiante tener su criterio acerca de un tema, respetar la opinión ajena, unir varias ideas.

Técnica de diálogo simultáneo

Es una técnica que se utiliza entre un grupo de personas, el cual puede ser moderado por el docente o por un miembro del grupo. Es un espacio para socializar, intercambiar ideas y opiniones respecto a un tema, con el fin de reflexionar, relacionar contenido y obtener conclusiones de manera conjunta.

Consiste en el que el moderador introduce el tema, incluso puede proponer reglas como, por ejemplo, cuando el moderador concede la palabra, el miembro del grupo puede hablar. Se recomienda, que se vaya tomando nota de lo más relevante que surjan de las ideas del grupo y que se de lectura cuando se haya finalizado el diálogo simultáneo.

Técnica de diálogo simultáneo

Una de las principales formas de asimilar los conceptos de química, es a partir de la realización de ejercicios. Esto no solo ayuda a consolidar la teoría, sino también ayuda a desarrollar criterio y a aplicar conceptos.

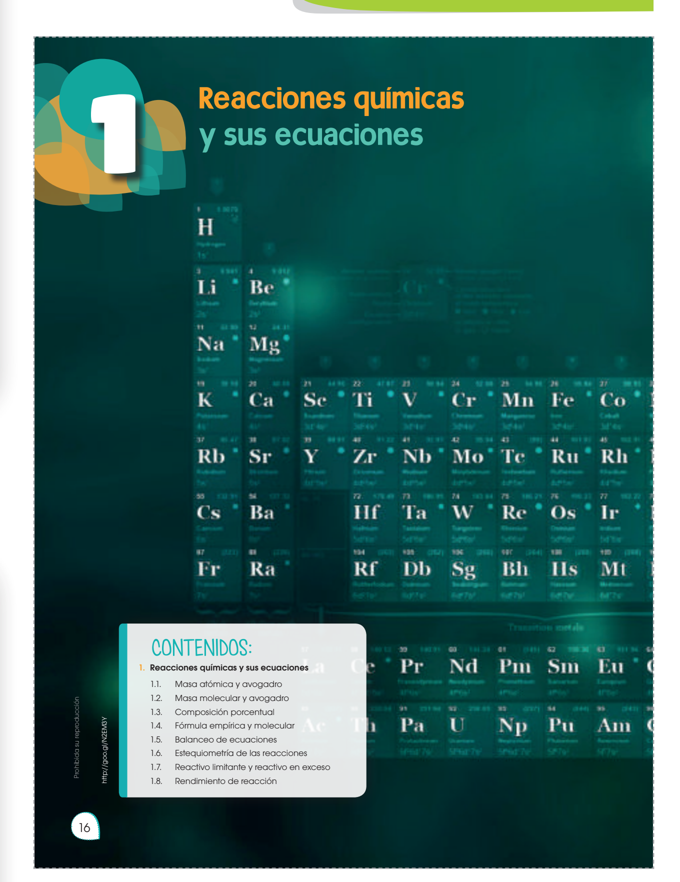


https://goo.gl/3AqKGS

Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.
- Ubicar algún elemento en la tabla periódica.

Página 16



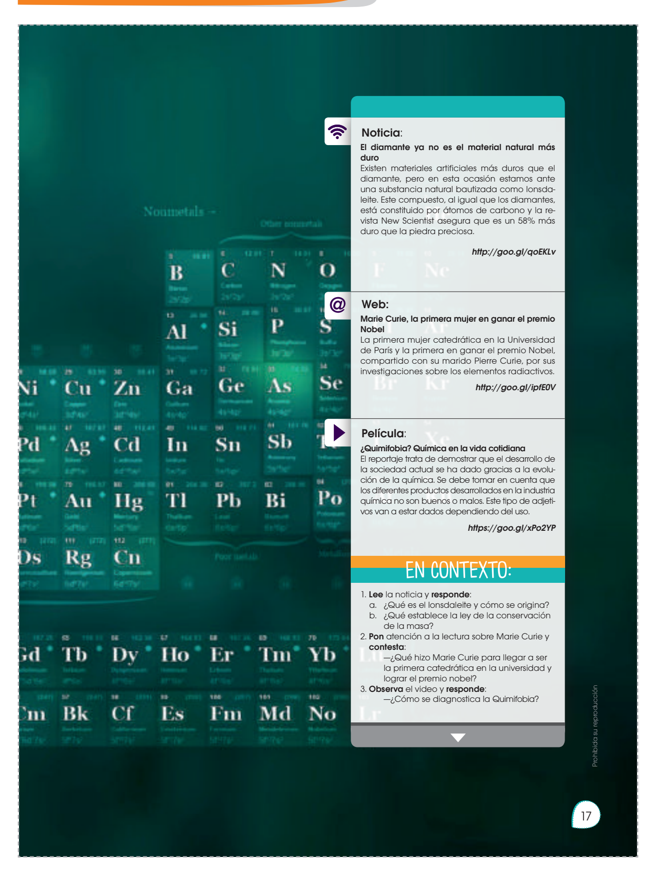
Actividades complementarias

Realizar un intercambio de ideas

Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia de Marie Curie. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

Se podría investigar acerca de las noticias o las web, antes del inicio de cada unidad.

Página 17


Noticia:

El diamante ya no es el material natural más duro

Existen materiales artificiales más duros que el diamante, pero en esta ocasión estamos ante una substancia natural bautizada como lonsdaleite. Este compuesto, al igual que los diamantes, está constituido por átomos de carbono y la revista New Scientist asegura que es un 58% más duro que la piedra preciosa.

http://goo.gl/qoEKLv

Web:

Marie Curie, la primera mujer en ganar el premio Nobel

La primera mujer catedrática en la Universidad de París y la primera en ganar el premio Nobel, compartido con su marido Pierre Curie, por sus investigaciones sobre los elementos radiactivos.

http://goo.gl/ipfE0V

Película:

¿Quimifobia? Química en la vida cotidiana

El reportaje trata de demostrar que el desarrollo de la sociedad actual se ha dado gracias a la evolución de la química. Se debe tomar en cuenta que los diferentes productos desarrollados en la industria química no son buenos o malos. Este tipo de adjetivos van a estar dados dependiendo del uso.

https://goo.gl/xPo2YP

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **responde**:
   a. ¿Qué es el lonsdaleite y cómo se origina?
   b. ¿Qué establece la ley de la conservación de la masa?
2. **Pon** atención a la lectura sobre Marie Curie y **contesta**:
   —¿Qué hizo Marie Curie para llegar a ser la primera catedrática en la universidad y lograr el premio nobel?
3. **Observa** el video y **responde**:
   —¿Cómo se diagnostica la Quimifobia?

Actividades complementarias

Realizar un intercambio de ideas

Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia de Marie Curie. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

Se podría investigar acerca de las noticias o las web, antes del inicio de cada unidad.

Solucionario

1. Es una sustancia natural que está constituida por átomos de carbono y es uno de los materiales más duros conocidos hasta la actualidad. De hecho, es 58 % más duro que la piedra preciosa. Esta sustancia se origina por el choque de los meteoritos que contienen grafito con la Tierra.
2. Investigar acerca de la química nuclear.
3. Cuando una persona tiene miedo a la química.

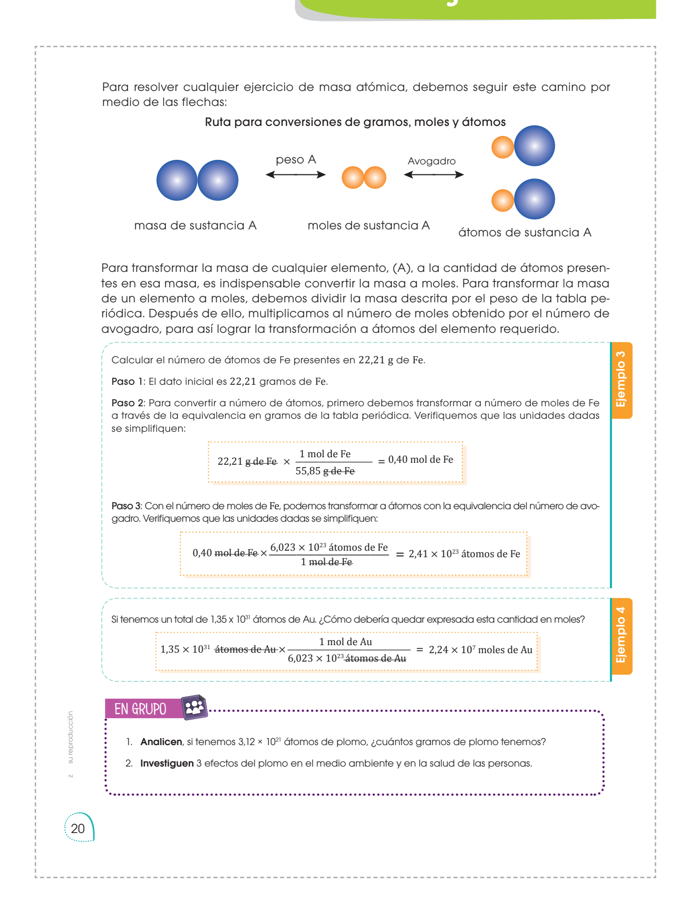
Orientación didáctica

- Comprende la importancia entre las conversiones de gramos a moles o a átomos o viceversa.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Página 20



Para resolver cualquier ejercicio de masa atómica, debemos seguir este camino por medio de las flechas:

Ruta para conversiones de gramos, moles y átomos

Para transformar la masa de cualquier elemento, (A), a la cantidad de átomos presentes en esa masa, es indispensable convertir la masa a moles. Para transformar la masa de un elemento a moles, debemos dividir la masa descrita por el peso de la tabla periódica. Después de ello, multiplicamos al número de moles obtenido por el número de avogadro, para así lograr la transformación a átomos del elemento requerido.

Ejemplo 3

Calcular el número de átomos de Fe presentes en 22,21 g de Fe.

Paso 1: El dato inicial es 22,21 gramos de Fe.

Paso 2: Para convertir a número de átomos, primero debemos transformar a número de moles de Fe a través de la equivalencia en gramos de la tabla periódica. Verifiquemos que las unidades dadas se simplifiquen:

$$22{,}21 \ \cancel{\text{g de Fe}} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55{,}85 \ \cancel{\text{g de Fe}}} = 0{,}40 \text{ mol de Fe}$$

Paso 3: Con el número de moles de Fe, podemos transformar a átomos con la equivalencia del número de avogadro. Verifiquemos que las unidades dadas se simplifiquen:

$$0{,}40 \ \cancel{\text{mol de Fe}} \times \frac{6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}}{1 \ \cancel{\text{mol de Fe}}} = 2{,}41 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

Ejemplo 4

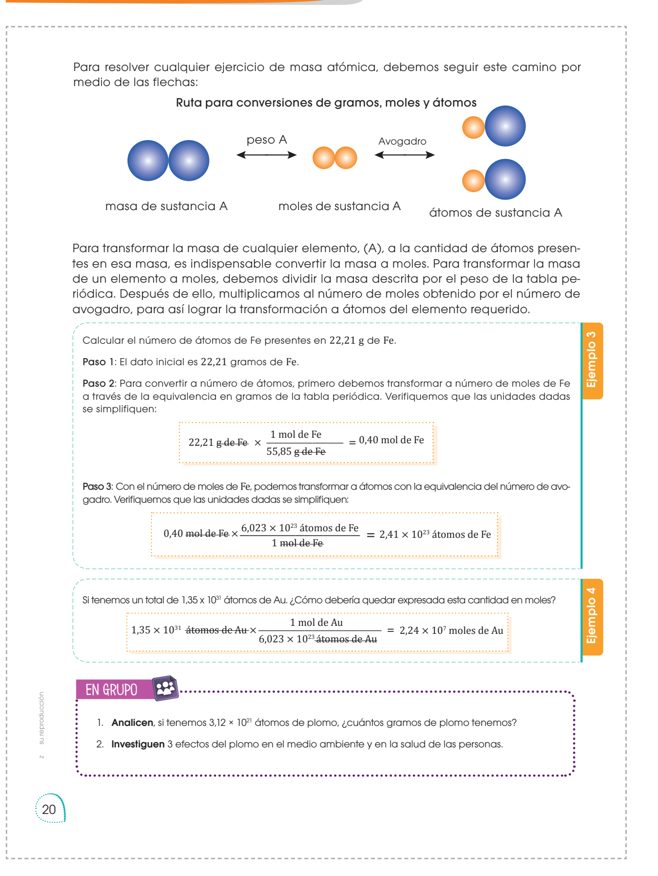
Si tenemos un total de $1{,}35 \times 10^{31}$ átomos de Au. ¿Cómo debería quedar expresada esta cantidad en moles?

$$1{,}35 \times 10^{31} \ \cancel{\text{átomos de Au}} \times \frac{1 \text{ mol de Au}}{6{,}023 \times 10^{23} \ \cancel{\text{átomos de Au}}} = 2{,}24 \times 10^{7} \text{ moles de Au}$$

EN GRUPO

1. **Analicen**, si tenemos $3{,}12 \times 10^{21}$ átomos de plomo, ¿cuántos gramos de plomo tenemos?
2. **Investiguen** 3 efectos del plomo en el medio ambiente y en la salud de las personas.

Página 20


Para resolver cualquier ejercicio de masa atómica, debemos seguir este camino por medio de las flechas:

Ruta para conversiones de gramos, moles y átomos

Para transformar la masa de cualquier elemento, (A), a la cantidad de átomos presentes en esa masa, es indispensable convertir la masa a moles. Para transformar la masa de un elemento a moles, debemos dividir la masa descrita por el peso de la tabla periódica. Después de ello, multiplicamos al número de moles obtenido por el número de avogadro, para así lograr la transformación a átomos del elemento requerido.

Ejemplo 3

Calcular el número de átomos de Fe presentes en 22,21 g de Fe.

Paso 1: El dato inicial es 22,21 gramos de Fe.

Paso 2: Para convertir a número de átomos, primero debemos transformar a número de moles de Fe a través de la equivalencia en gramos de la tabla periódica. Verifiquemos que las unidades dadas se simplifiquen:

$$22{,}21\ \cancel{\text{g de Fe}} \times \frac{1\ \text{mol de Fe}}{55{,}85\ \cancel{\text{g de Fe}}} = 0{,}40\ \text{mol de Fe}$$

Paso 3: Con el número de moles de Fe, podemos transformar a átomos con la equivalencia del número de avogadro. Verifiquemos que las unidades dadas se simplifiquen:

$$0{,}40\ \cancel{\text{mol de Fe}} \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos de Fe}}{1\ \cancel{\text{mol de Fe}}} = 2{,}41 \times 10^{23}\ \text{átomos de Fe}$$

Ejemplo 4

Si tenemos un total de $1{,}35 \times 10^{31}$ átomos de Au. ¿Cómo debería quedar expresada esta cantidad en moles?

$$1{,}35 \times 10^{31}\ \cancel{\text{átomos de Au}} \times \frac{1\ \text{mol de Au}}{6{,}023 \times 10^{23}\ \cancel{\text{átomos de Au}}} = 2{,}24 \times 10^{7}\ \text{moles de Au}$$

EN GRUPO

1. **Analicen**, si tenemos $3{,}12 \times 10^{21}$ átomos de plomo, ¿cuántos gramos de plomo tenemos?
2. **Investiguen** 3 efectos del plomo en el medio ambiente y en la salud de las personas.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Solucionario

1. Masa atómica de Pb $= 207{,}19 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$3{,}12 \text{ x} 10^{21}\ \cancel{\text{átomos de Pb}} \times \frac{(1\ \text{mol Pb})}{(6{,}023 \text{ x } 10^{23}\ \cancel{\text{átomos de Pb}})}$$

$= 5{,}18 \text{ x } 10^{-3}$ moles de Pb

$$5{,}18 \text{ x } 10^{-3}\ \text{mol}\ \cancel{\text{Pb}} \times \frac{207{,}19\ \text{g Pb}}{\cancel{1\ \text{mol Pb}}} = 1{,}07\ \text{g Pb}$$

a. Producción acero inoxidable

Se usa para hacer oro blanco

b. Afecta a los huesos, el cerebro, hígado, riñones, etc,

Provoca discapacidad intelectual

Causa de aborto natural o muerte fetal



Solucionario

3.

Elemento	# moles	×	Masa atómica $\frac{g}{mol}$	=	Masa total (g)
Ca	1	×	40,08	=	40,08
N	2	×	14,01	=	28,02
O	6	×	15,99	=	95,94

Masa Molecular:

$$40{,}08g + 28{,}02g + 95{,}94g = 164{,}04g = 1 \text{ mol } Ca(NO_3)_2$$

$$R = \frac{164{,}04 \text{ g } Ca(NO_3)_2}{1 \text{ mol } Ca(NO_3)_2}$$

4.

Elemento	# moles	×	Masa atómica $\frac{g}{mol}$	=	Masa total (g)
K	1	×	39,10	=	39,10
N	1	×	14,01	=	14,01
O	3	×	15,99	=	47,97

Masa Molecular:

$$39{,}10g + 14{,}01g + 47{,}97g = 101{,}08g = 1 \text{ mol } KNO_3$$

$$2{,}12 \times 10^{22} \text{ átomos de K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos de K}}$$

$$\times \frac{1 \text{ mol } KNO_3}{1 \text{ mol K}} = 3{,}52 \times 10^{-2} \text{ mol } KNO_3$$

$$3{,}52 \times 10^{-2} \text{ mol } KNO_3 \times \frac{101{,}08g\ KNO_3}{1 \text{ mol K}} = 3{,}56 \text{ g } KNO_3$$

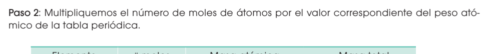
5.

Elemento	# moles	×	Masa atómica $\frac{g}{mol}$	=	Masa total (g)
C	1	×	12.01	=	12.01
O	2	×	15.99	=	31.98

Masa Molecular:

$$12{,}01g + 31{,}98g = 43{,}99 = 1 \text{ mol } CO_2$$

$$R = \frac{43{,}99g\ CO_2}{1 \text{ mol } CO_2}$$



Paso 2: Multipliquemos el número de moles de átomos por el valor correspondiente del peso atómico de la tabla periódica.

Elemento	# moles	×	Masa atómica (g/mol)	= Masa total (g)
Hierro:	2	×	55,85	= 111,70
Carbón:	3	×	12,01	= 36,03
Oxígeno	9	×	16,00	= 144,00

Paso 3: Sumemos las masas que componen la molécula.

$$111,70(\text{g Fe}) + 36,03(\text{g C}) + 144,00(\text{g O}) = 291,73 \text{ g } Fe_2(CO_3)_3$$

$$\text{Equivale: } 1 \text{ mol } Fe_2(CO_3)_3 = 291,73 \text{ g } Fe_2(CO_3)_3$$

Ejemplo 7

Calcular la masa molecular de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$)

$$72{,}06 \text{ (g C)} + 12{,}12 \text{ (g H)} + 95{,}94 \text{ (g O)} = 180{,}12 \text{ g } C_6H_{12}O_6$$

El peso molecular de un compuesto sirve para poder encontrar la relación que existe entre la masa de un compuesto, su número de moles y moléculas.

Ejemplo 8

Los huesos de las personas están formados principalmente por carbonato de calcio ($CaCO_3$). Si queremos conocer la cantidad de calcio en 45 gramos de un hueso, debemos determinar la cantidad de calcio en moles.

Paso 1: Determinemos la masa del carbonato de calcio.

$$40g\ Ca + 12{,}01 \text{ g C} + 48g\ O = 100{,}01 \text{ g } CaCO_3$$

Paso 2: Tomemos el dato del problema y lo relacionémoslo con el número de moles empleando la masa molecular del compuesto. De allí, transformemos el dato a moles de Ca.

$$45 \text{ g } CaCO_3 \times \frac{1 \text{ mol de } CaCO_3}{100{,}01 \text{g de } CaCO_3} \times \frac{1 \text{ mol de Ca}}{1 \text{ mol de } CaCO_3} = 0{,}45 \text{ moles de Ca}$$

Conociendo el número de moles de calcio, podemos transformar a átomos empleando el número de avogadro; o a gramos, a través del peso de la tabla periódica.

La importancia de las conversiones es que, mientras más rápido las dominemos, más fáciles se nos harán los siguientes capítulos. Una persona que comprende y conoce cómo transformar de átomos a gramos y a moles está preparado para continuar con química. Por ello, realizaremos otro ejemplo en cuanto a conversiones.

23

Página 26

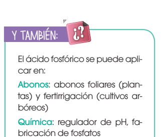
Determinemos cuántos átomos de aluminio y de oxígeno hay en el óxido de aluminio (Al_2O_3).

$$Al = 2 \text{ átomos}$$

$$O = 3 \text{ átomos}$$

Podemos ver en la fórmula Al_2O_3, que hay dos átomos de aluminio y tres átomos de oxígeno en el compuesto.

Ejemplo 10



Y TAMBIÉN: ¿?

El ácido fosfórico se puede aplicar en:

Abonos: abonos foliares (plantas) y fertirrigación (cultivos arbóreos)

Química: regulador de pH, fabricación de fosfatos

http://goo.gl/yvX2Rq

Calculemos el porcentaje de hidrógeno (H), fósforo (P) y oxígeno (O) presentes en ácido fosfórico (H_3PO_4).

Peso del compuesto:

$$H = 1g \times 3 = 3g$$

$$P = 31g \times 1 = 31g$$

$$O = 16g \times 4 = 64g$$

$$H_3PO_4 = 3 + 31 + 64 = 98g$$

Podemos ver la cantidad de átomos de cada elemento dentro del compuesto. Para el H_3PO_4, hay tres átomos de hidrógeno, un átomo de fósforo y cuatro átomos de oxígeno.

$$\% H = \frac{(3) \times (1)}{98} \times 100\% = 3,06\%$$

$$\% P = \frac{(1) \times (31)}{98} \times 100\% = 31,63\%$$

$$\% O = \frac{(4) \times (16)}{98} \times 100\% = 65,31\%$$

Al sumar los porcentajes de los elementos, si el resultado es o tiende al 100%, el ejercicio está bien realizado. La pequeña diferencia que hay es por el redondeo de las masas de los elementos en la tabla periódica.

Ejemplo 11

Actividades

6. ¿Cuántos átomos de calcio, nitrógeno y oxígeno hay en 1 mol de $Ca(NO_3)_2$?
7. **Calcula** los siguientes porcentajes:
   a. hidrógeno y oxígeno en el agua (H_2O).
   b. carbono, hidrógeno y oxígeno en metanol (CH_3OH).



26

Orientación didáctica

- Comprende y determina el concepto de composición porcentual a través de una explicación con un ejercicio.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Solucionario

6. Ca = 1 átomos; N = 2 átomos; O = 6 átomos

7. a. Peso del compuesto:

$$H = 1g \times 2 = 2g$$

$$O = 16g \times 1 = 16g$$

$$H_2O = 2g + 16g = 18g$$

$$\% H = \frac{2 \times 1}{18} \times 100\ \% = 11,11\ \%$$

$$\% O = \frac{(1) \times (16)}{18} \times 100\ \% = 88,88\ \%$$

b. Peso del compuesto:

$$Ca = 12.01g \times 1 = 12.01g$$

$$H = 1g \times 4 = 4g$$

$$O = 16g \times 1 = 16g$$

$$CH_3OH = 12,01g + 4g + 16g = 32,01g$$

$$\% Ca = \frac{1 \times 12,01}{32,01} \times 100\ \% = 37,52\ \%$$

$$\% H = \frac{4 \times 1}{32,01} \times 100\ \% = 12,50\ \%$$

$$\% O = \frac{1 \times 16}{32,01} \times 100\ \% = 49,98\ \%$$

Solucionario

3. Se asume 100g de alicina

$$C: 100\text{ g} \times \frac{44{,}4\%\ C}{100\%} = 44{,}4\ \cancel{gC} \times \frac{1\text{ mol C}}{12{,}01\ \cancel{gC}} = \frac{3{,}70\text{ mol C}}{0{,}62\text{ mol O}}$$

$$= 5{,}97\frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} = 6$$

$$H: 100\text{ g} \times \frac{6{,}21\%\ H}{100\%} = 6{,}21\ \cancel{gH} \times \frac{1\text{ mol H}}{1{,}01\ \cancel{gH}} = \frac{6{,}15\text{ mol H}}{0{,}62\text{ mol O}}$$

$$= 9{,}92\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} = 10$$

$$S: 100\text{ g} \times \frac{39{,}5\%\ S}{100\%} = 39{,}5\ \cancel{gS} \times \frac{1\text{ mol S}}{32{,}06\ \cancel{gS}} = \frac{1{,}23\text{ mol S}}{0{,}62\text{ mol O}}$$

$$= 1{,}99\ \frac{\text{mol S}}{\text{mol O}} = 2$$

$$O: 100\text{ g} \times \frac{9{,}86\%\ O}{100\%} = 9{,}86\ \cancel{gO} \times \frac{1\text{ mol O}}{15{,}99\ \cancel{gO}} = \frac{0{,}62\text{ mol O}}{0{,}62\text{ mol O}}$$

$$= 1\ \frac{\text{mol}}{\text{mol O}} = 1$$

Fórmula empírica: $C_6H_{10}S_2O$

4. Paso 1: Para calcular la fórmula molecular, es necesario determinar la masa molecular de la fórmula empírica del compuesto $C_6H_{10}S_2O$

Elemento	# moles	×	Masa atómica $\frac{g}{mol}$	=	Masa total (g)
C	6	×	12,01	=	72,06
H	10	×	1,01	=	10,10
S	2	×	32,06	=	64,12
O	1		15,99		15,99

Masa molecular= $72{,}06g + 10{,}10g + 64{,}12g + 15{,}99g = 162{,}27g = 1\text{ mol } C_6H_{10}S_2O$

Paso 2: Para conocer la relación entre la fórmula molecular y la fórmula empírica es necesario dividir la masa de la fórmula molecular para la de la formula empírica.

$$\frac{324\text{ g F.M.}}{162\text{g F.E.}} = 2$$

Paso 3: Para obtener la fórmula molecular se debe tomar el valor obtenido y multiplicar cada uno de los subíndices de la fórmula empírica.

$$C_{6x2}\ H_{10x2}\ S_{2x2}\ O_{1x2}$$

$$C_{12}H_{20}S_4O_2$$

5. **Propiedades de la alicina**

- Compuesto azufrado útil en farmacología
- Tiene efectos antibióticos
- Tiene propiedades antioxidantes y es eliminador de radicales libres.

Página 29

Paso 5: Los resultados obtenidos representan los subíndices del compuesto en el orden respectivo en el que fueron nombrados en el ejercicio.

$$C_3H_4O_3$$

Paso 6: Para determinar si se trata de una fórmula empírica o molecular, debemos obtener el peso del compuesto calculado y compararlo respecto al valor real (valor dado en el ejercicio).

$$C_3H_4O_3 = (12{,}01 \times 3) + (1{,}01 \times 4) + (16 \times 3) = 88{,}07$$

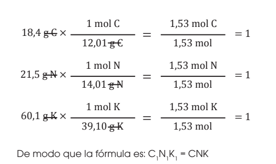
$$\text{factor} = \frac{\text{peso real}}{\text{peso calculado}} = \frac{176{,}14}{88{,}07} = 2$$

Paso 7: Si el factor es igual a 1, significa que tenemos una fórmula empírica y molecular a la vez. Caso contrario, debemos multiplicar cada subíndice del compuesto por el factor calculado y ese resultado será la fórmula molecular.

$$2 \times (C_3H_4O_3) = C_6H_8O_6$$

Ejemplo 13

Calculemos la fórmula empírica de la sustancia, está compuesta por 18,4% de carbono, 21,5% de nitrógeno y 60,1% de potasio.



$$18{,}4\ \cancel{gC} \times \frac{1\text{ mol C}}{12{,}01\ \cancel{gC}} = \frac{1{,}53\text{ mol C}}{1{,}53\text{ mol}} = 1$$

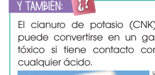
$$21{,}5\ \cancel{gN} \times \frac{1\text{ mol N}}{14{,}01\ \cancel{gN}} = \frac{1{,}53\text{ mol N}}{1{,}53\text{ mol}} = 1$$

$$60{,}1\ \cancel{gK} \times \frac{1\text{ mol K}}{39{,}10\ \cancel{gK}} = \frac{1{,}53\text{ mol K}}{1{,}53\text{ mol}} = 1$$

De modo que la fórmula es: $C_1N_1K_1$ = CNK

Y TAMBIÉN: ¿?

El cianuro de potasio (CNK), puede convertirse en un gas tóxico si tiene contacto con cualquier ácido.



http://goo.gl/7JVZ6c

El cianuro de potasio cuando es ingerido, reacciona con la acidez del estómago generando un gas tóxico.

EN GRUPO

La alicina es el compuesto responsable del olor característico del ajo. Un análisis de dicho compuesto muestra la siguiente composición porcentual en masa: C: 44,4%, H: 6,21%, S: 39,5%, O: 9,86%

3. **Calculen** su fórmula empírica
4. **Determinen** su fórmula molecular si la masa es de 324 g.
5. **Investiguen** tres de sus principales propiedades en la industria química y en la vida cotidiana.





Orientación didáctica

- Propone nuevos ejercicios en grupo, la realización y la corrección de los mismos en el pizarrón de la clase.
- Discute acerca de las razones por las cuales el ejercicio está bien resuelto, razona porque es importante el balanceo en la química.




Actividades complementarias

- Propone nuevos ejercicios en grupo, la realización y la corrección de los mismos en el pizarrón de la clase.
- Consolida todos los conocimientos a través de una serie de ejercicios, haciendo énfasis en lo esencial que es saber cómo balancear.

Página 32



Las ecuaciones químicas describen abreviadamente las reacciones en base a las leyes de la transformación de la materia, para que esta descripción sea totalmente correcta, hay que introducir coeficientes, llamados *coeficientes estequiométricos*.

Estos indican en qué proporción intervienen las moléculas de reactivos y productos en una reacción química.



Síntesis de amoníaco (NH_3)

Así, por ejemplo, la ecuación química que representa la síntesis del amoníaco es:

$$N_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightarrow NH_{3\,(g)} \text{ (ecuación no balanceada)}$$

Pero la ecuación no está completa porque el lado izquierdo tiene el doble de átomos de nitrógeno que el lado derecho. De igual manera, hay una diferencia entre el número de átomos de hidrógeno del lado izquierdo y del lado derecho.

Para estar de acuerdo con la ley de la conservación de la masa, debe existir el mismo número de átomos en ambos lados de la flecha. Por lo que necesitamos balancear la ecuación.

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightarrow 2NH_{3\,(g)} \text{ (ecuación balanceada)}$$

La ecuación balanceada muestra:

- Una molécula de nitrógeno (N_2) se combina con tres moléculas de hidrógeno (H_2) para formar dos moléculas de amoníaco (NH_3).
- Un mol de nitrógeno (N_2) se combina con tres moles de hidrógeno (H_2) para formar dos moles de amoníaco (NH_3).
- Veintiocho gramos de nitrógeno (N_2) se combinan con seis gramos de hidrógeno (H_2) para formar 34 gramos de amoníaco (NH_3).
- 34 gramos de reactivos producen 34 gramos de productos.

A estas maneras de interpretar la ecuación las resumimos en la siguiente tabla:

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$
1 molécula + 3 moléculas → 2 moléculas
1 mol + 3 moles → 2 moles
2(14 g) + 6(1 g) → 2(17 g)
28 g + 6 g → 34 g de producto
34 g de reactivo → 34 g de producto

Actividades

10. **Interpreta** en una tabla las moléculas, moles y gramos de las siguientes ecuaciones:
    a. $2CO\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2CO_2\,(g)$.
    b. $CH_4 + 2O_2 \rightarrow 2H_2O + CO_2$
    c. $2HCl + Ca \rightarrow CaCl_2 + H_2$
    d. $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$



Solucionario

10. a. $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$

$2CO_{(g)}$	$+ O_{2(g)}$ →	$2CO_{2(g)}$
2 molécula	+ 1 moléculas →	2 moléculas
2 moles	+ 1 mol →	2 moles
2(28g) = 56g	+ 1(31,98g) = 31,98g →	2(43,94 g) = 87,98g
56g + 31,98g = 87,98g de reactivo	→	87,98g de producto

b. $CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow 2\,H_2O + CO_2$

$CH_4 + 2\,O_2$	→	$2\,H_2O + CO_2$
1 molécula + 2 moléculas	→	2 moléculas + 1 molécula
1 mol + 2 moles	→	2 moles + 1 mol
1(16g) = 16g + 2(32g) = 64g	→	2(18g) = 36g + 1(44g) = 44g
16g + 64g = 80g de reactivo	→	36g + 44g = 80g de producto

c. $2HCl + Ca \rightarrow Cl_2 + H_2$

2HCl + Ca	→	$CaCl_2$ + H_2
2 moléculas + 1 molécula	→	1 molécula + 1 molécula
2 moles + 1 mol	→	1 mol + 1 mol
2(36,5 g) = 73g + 1(40g) = 40g	→	1(111g)=111g + 1(2g)=2g
73g + 40g = 113g de reactivo	→	111g + 2g = 113g de producto

d. $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

$2Mg + O_{2(g)}$	→	2MgO
2 moléculas + 1 molécula	→	2 moléculas
2 moles + 1 mol	→	2 moles
2(24.3g)=48.6g + 1(31.98g) = 31.98g	→	2(40.29g)=80.58g
48.6g + 31.98g = 80.58g de reactivo	→	80.58 g de producto

Orientación didáctica

- Balancear ecuaciones es un tema muy importante en la química porque se lo realiza a diario. Orienta al estudiante en que al aprender bien este tema, al dominarlo, los demás temas van a ser más fáciles de aprenderlos.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Solucionario

11. a. $H_2 + Br_2 \rightarrow HBr$

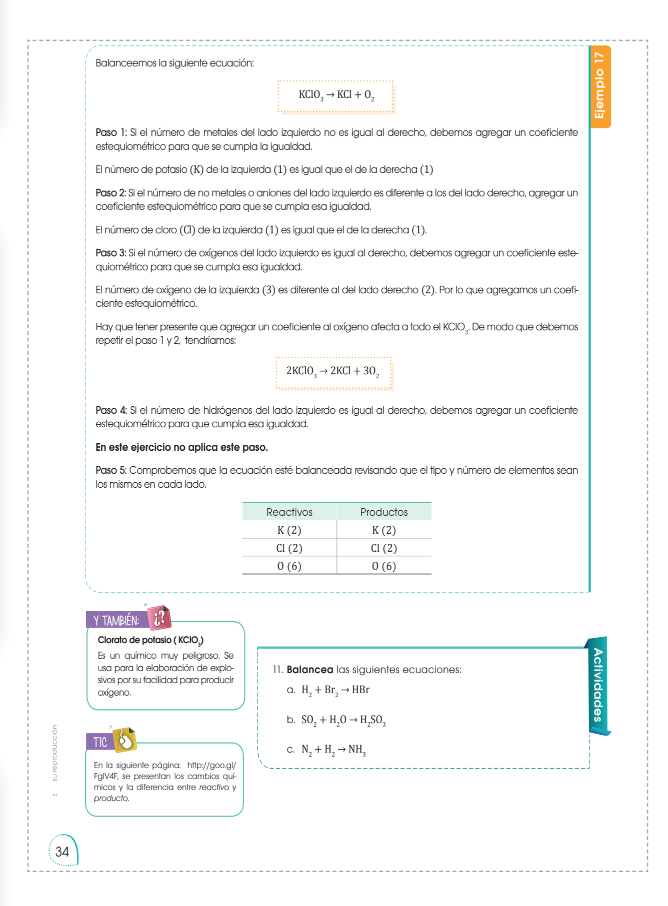
$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$

b. $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

c. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

Página 34



Ejemplo 17

Balanceemos la siguiente ecuación:

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

Paso 1: Si el número de metales del lado izquierdo no es igual al derecho, debemos agregar un coeficiente estequiométrico para que se cumpla la igualdad.

El número de potasio (K) de la izquierda (1) es igual que el de la derecha (1)

Paso 2: Si el número de no metales o aniones del lado izquierdo es diferente a los del lado derecho, agregar un coeficiente estequiométrico para que se cumpla esa igualdad.

El número de cloro (Cl) de la izquierda (1) es igual que el de la derecha (1).

Paso 3: Si el número de oxígenos del lado izquierdo es igual al derecho, debemos agregar un coeficiente estequiométrico para que se cumpla esa igualdad.

El número de oxígeno de la izquierda (3) es diferente al del lado derecho (2). Por lo que agregamos un coeficiente estequiométrico.

Hay que tener presente que agregar un coeficiente al oxígeno afecta a todo el $KClO_3$. De modo que debemos repetir el paso 1 y 2, tendríamos:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

Paso 4: Si el número de hidrógenos del lado izquierdo es igual al derecho, debemos agregar un coeficiente estequiométrico para que cumpla esa igualdad.

En este ejercicio no aplica este paso.

Paso 5: Comprobemos que la ecuación esté balanceada revisando que el tipo y número de elementos sean los mismos en cada lado.

Reactivos	Productos
K (2)	K (2)
Cl (2)	Cl (2)
O (6)	O (6)

Y TAMBIÉN: ¿?

Clorato de potasio ($KClO_3$)

Es un químico muy peligroso. Se usa para la elaboración de explosivos por su facilidad para producir oxígeno.

TIC

En la siguiente página: http://goo.gl/FgIV4F, se presentan los cambios químicos y la diferencia entre *reactivo* y *producto*.

Actividades

11. **Balancea** las siguientes ecuaciones:

a. $H_2 + Br_2 \rightarrow HBr$

b. $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

c. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

34

Orientación didáctica

- Comprende y determina las aplicaciones de las conversiones y consolida conceptos de unidades.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Página 35

Ejemplo 18

Balanceemos la siguiente ecuación:

$$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Para la resolución de este ejercicio debemos emplear los pasos anteriormente descritos. La diferencia es que el carbono y el hidrógeno aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y que el oxígeno aparece en dos compuestos del lado derecho (CO_2 y H_2O).

Paso 1: $C_2H_6 + O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2O$

Paso 2: No aplica.

Paso 3: $C_2H_6 + O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$

Paso 4: Hay 2 oxígenos (O) en el lado izquierdo. En el lado derecho hay 7 oxígenos (O), 4 provenientes del CO_2 y 3 provenientes del H_2O.

Al no haber un número entero que multiplicado por 2 nos den 7, procedemos a multiplicar al lado izquierdo por $\frac{7}{2}$.

$$C_2H_6 + \frac{7}{2}O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

Paso 4.1: Solamente en estos casos, cuando haya una fracción o decimal en la ecuación balanceada, debemos transformar a ese número a un número entero.

Tenemos que multiplicar por 2 para que los oxígenos del lado izquierdo sean un número entero. Pero si se multiplica por un factor a un coeficiente estequiométrico de la ecuación, tenemos que multiplicar a TODOS los coeficientes de la ecuación por dicho factor.

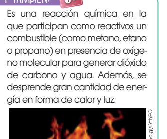
$$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

Paso 5: Comprobemos que la ecuación esté balanceada revisando que el tipo y número de elementos sean los mismos en cada lado.

Reactivos	Productos
C (4)	C (4)
H (12)	H (12)
O (14)	O (14)

Y TAMBIÉN: ¿?

Es una reacción química en la que participan como reactivos un combustible (como metano, etano o propano) en presencia de oxígeno molecular para generar dióxido de carbono y agua. Además, se desprende gran cantidad de energía en forma de calor y luz.



http://goo.gl/LYfhPO

Actividades

12. **Balancea** las siguientes ecuaciones:

a. $Mg + O_2 \rightarrow MgO$

b. $CH_4 + Br_2 \rightarrow CBr_4 + HBr$

c. $HClO_3 + NaOH \rightarrow NaClO_3 + H_2O$

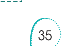
d. $HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

e. $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$

f. $NaO + H_2O \rightarrow NaOH$

g. $Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow HClO_4$

h. $N_2O_3 + H_2O \rightarrow HNO_3$



Solucionario

12. a. $Mg + O_2 \rightarrow MgO$

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

b. $CH_4 + Br_2 \rightarrow CBr_4 + HBr$

$CH_4 + 4Br_2 \rightarrow CBr_4 + 4HBr$

c. $HClO_3 + NaOH \rightarrow NaClO_3 + H_2O$

$HClO_3 + NaOH \rightarrow NaClO_3 + H_2O$

d. $HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

$2HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$

e. $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$

$2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$

f. $Na_2O + H_2O \rightarrow NaOH$

$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$

g. $Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow HClO_4$

$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$

h. $N_2O_3 + H_2O \rightarrow HNO_2$

$N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_2$



Orientación didáctica

- Comprende y determina las aplicaciones de las conversiones y consolida conceptos de unidades.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Solucionario

13. a. $70\ g\ N_2 \times \frac{1\ mol\ N_2}{28{,}02\ g\ N_2} \times \frac{2\ mol\ NH_3}{1\ mol\ N_2} = 3\ mol\ NH_3$

b. $9\ mol\ H_2 \times \frac{2\ mol\ NH_3}{3\ mol\ H_2} = 6\ mol\ NH_3$

c. $3{,}33 \times 10^9\ moléculas\ NH_3 \times \frac{1\ mol\ NH_3}{6{,}023\ 10^{23}\ moléculas\ NH_3} \times \frac{1\ mol\ N_2}{2\ mol\ NH_3} \times \frac{28{,}02\ g\ N_2}{1\ mol\ N_2} = 7{,}75\ g\ N_2$

14. a. $4\,Fe + 3\,O_2 \rightarrow 2\,Fe_2O_3$

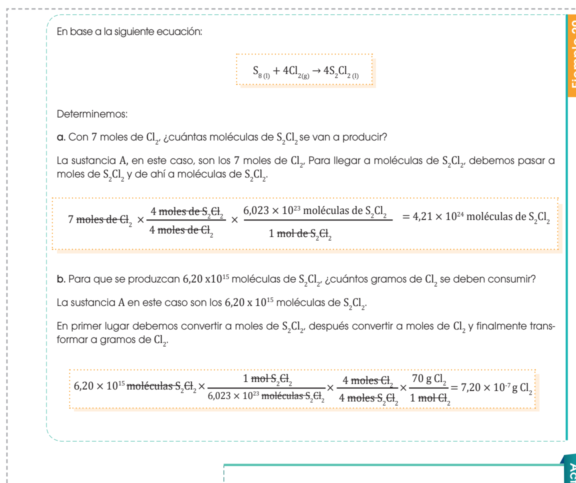
$12{,}80\ g\ O_2 \times \frac{1\ mol\ O_2}{31{,}98\ g\ O_2} \times \frac{2\ mol\ Fe_2O_3}{3\ mol\ O_2} \times \frac{159{,}65\ g\ Fe_2O_3}{1\ mol\ Fe_2O_3} = 42{,}6\ g\ Fe_2O_3$

b. $12{,}27\ g\ N_2 \times \frac{1\ mol\ N_2}{28\ g\ N_2} \times \frac{3\ mol\ Mg}{1\ mol\ N_2} \times \frac{24{,}3\ g\ Mg}{1\ mol\ Mg} = 31{,}95\ g\ Mg$

15. a. $FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$

b. $175{,}7\ g\ FeS \times \frac{1\ mol\ FeS}{87{,}85\ g\ FeS} \times \frac{1\ mol\ H_2S}{1\ mol\ FeS} \times \frac{34\ g\ H_2S}{1\ mol\ H_2S} = 68\ g\ H_2S$

Página 38


Ejemplo 20

En base a la siguiente ecuación:

$S_{8\,(l)} + 4Cl_{2(g)} \rightarrow 4S_2Cl_{2\,(l)}$

Determinemos:

a. Con 7 moles de Cl_2, ¿cuántas moléculas de S_2Cl_2 se van a producir?

La sustancia A, en este caso, son los 7 moles de Cl_2. Para llegar a moléculas de S_2Cl_2, debemos pasar a moles de S_2Cl_2 y de ahí a moléculas de S_2Cl_2.

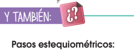
$7\ moles\ de\ Cl_2 \times \frac{4\ moles\ de\ S_2Cl_2}{4\ moles\ de\ Cl_2} \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ moléculas\ de\ S_2Cl_2}{1\ mol\ de\ S_2Cl_2} = 4{,}21 \times 10^{24}\ moléculas\ de\ S_2Cl_2$

b. Para que se produzcan $6{,}20 \times 10^{15}$ moléculas de S_2Cl_2, ¿cuántos gramos de Cl_2 se deben consumir?

La sustancia A en este caso son los $6{,}20 \times 10^{15}$ moléculas de S_2Cl_2.

En primer lugar debemos convertir a moles de S_2Cl_2, después convertir a moles de Cl_2 y finalmente transformar a gramos de Cl_2.

$6{,}20 \times 10^{15}\ moléculas\ S_2Cl_2 \times \frac{1\ mol\ S_2Cl_2}{6{,}023 \times 10^{23}\ moléculas\ S_2Cl_2} \times \frac{4\ moles\ Cl_2}{4\ moles\ S_2Cl_2} \times \frac{70\ g\ Cl_2}{1\ mol\ Cl_2} = 7{,}20 \times 10^{-7}\ g\ Cl_2$



Pasos estequiométricos:

- Ajustar la ecuación química
- Calcular el peso molecular o fórmula de cada compuesto
- Convertir las masas a moles
- Usar la ecuación química para obtener los datos necesarios
- Reconvertir las moles a masas si se requiere

Actividades

13. En base a la siguiente reacción: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, **contesta**:
   a. Con 70 gramos de N_2, ¿cuántas moles de NH_3 se van a producir?
   b. Con 9 moles de H_2, ¿cuántas moléculas de NH_3 se van a producir?
   c. Para producir $3{,}33 \times 10^9$ moléculas de NH_3, ¿cuántos gramos de N_2 se necesita?
14. ¿Cuántos gramos de óxido de hierro Fe_2O_3, se pueden producir a partir de 12,80 g de oxígeno que reaccionan con hierro sólido?
   —¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 12,27 g de nitrógeno? : $Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$
15. El ácido sulfhídrico (H_2S) se puede obtener a partir de la siguiente reacción: $FeS\,(s) + HCl\,(ac) \rightarrow FeCl_2\,(ac) + H_2S\,(g)$
   a. Ajusta la ecuación química correspondiente a este proceso
   b. Calcula la masa de ácido sulfhídrico que se obtendrá si se hacen reaccionar 175,7 g de sulfuro de hierro (II)

   Datos Masas atómicas Fe = 55,85; S = 32; H = 1; Cl=35,5

38

Página 39

1.7. Reactivo limitante y reactivo en exceso

Cuando ocurre una reacción química, generalmente los reactivos no están presentes en las mismas cantidades estequiométricas. Están en diferentes proporciones que las que indica la ecuación balanceada.

Industrialmente, se busca que el reactivo más costoso se consuma en su totalidad para producir el producto deseado. Necesariamente un reactivo debe estar en exceso, y en consecuencia, una parte de este sobrará al final de la reacción.

Una reacción se va a detener cuando se consuma el reactivo que está en menor cantidad.

Y TAMBIÉN: ¿?

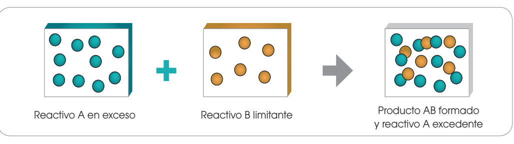
Procedimiento teórico para trabajar con reactivos en exceso

Para determinar cuál es el reactivo en exceso, debemos seguir los siguientes pasos:

- Calculamos el número de moles de las sustancias dadas.
- Hallamos la relación entre estos moles.
- Comparamos esta relación con la relación molar que se deduce de la ecuación ajustada.
- El reactivo cuyo número de moles sobrepasa el exigido es el reactivo en exceso.

Reactivo limitante es el que se consume por completo, y limita la reacción porque, al terminar, la reacción concluye. Es el reactivo que produce menor cantidad de producto.

Reactivo en exceso es el que ingresa en mayor proporción, por lo tanto, queda como sobrante al finalizar la reacción.



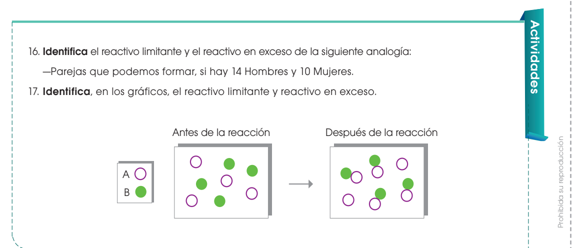
De manera análoga, si tenemos 6 boletos para entrar a un concierto entre 10 personas, cuatro personas se quedarán sin boletos, mientras que 6 personas van a entrar al concierto. En este ejemplo tenemos 4 personas en exceso y los boletos son los que, al estar en menor cantidad, limitan la entrada al concierto.

Actividades

16. **Identifica** el reactivo limitante y el reactivo en exceso de la siguiente analogía:

—Parejas que podemos formar, si hay 14 Hombres y 10 Mujeres.

17. **Identifica**, en los gráficos, el reactivo limitante y reactivo en exceso.



39

Orientación didáctica

- Es importante conocer las razones, en términos generales, de los reactivos en exceso y limitante. Orientar al estudiante en que al tener en claro lo parámetros en términos generales, va a permitir aplicar mejor los conceptos, cuando ya se aborde a profundidad este tema.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.tos, cuando ya se aborde a profundidad este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.aborde a profundidad este tema.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupoteresantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

16. **Reactivo limitante**: mujeres

Reactivo exceso: hombres

17. **Reactivo limitante**: B

Reactivo exceso: A

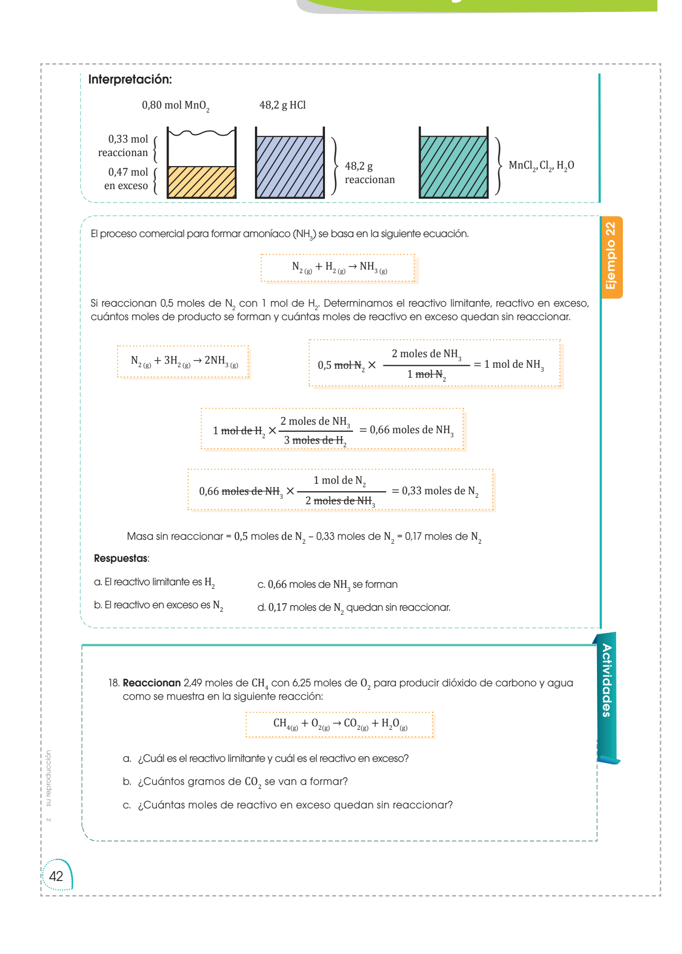
Orientación didáctica

- Plantea ejercicios de manera visual a través de un gráfico, hasta tener clara la idea, para asegurar el buen desarrollo de un ejercicio.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Página 42



Interpretación:

Ejemplo 22

El proceso comercial para formar amoníaco (NH_3) se basa en la siguiente ecuación.

$$N_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightarrow NH_{3\,(g)}$$

Si reaccionan 0,5 moles de N_2 con 1 mol de H_2. Determinamos el reactivo limitante, reactivo en exceso, cuántos moles de producto se forman y cuántas moles de reactivo en exceso quedan sin reaccionar.

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightarrow 2NH_{3\,(g)}$$

$$0{,}5\ \cancel{\text{mol } N_2} \times \frac{2 \text{ moles de } NH_3}{1\ \cancel{\text{mol } N_2}} = 1 \text{ mol de } NH_3$$

$$1\ \cancel{\text{mol de } H_2} \times \frac{2 \text{ moles de } NH_3}{3\ \cancel{\text{moles de } H_2}} = 0{,}66 \text{ moles de } NH_3$$

$$0{,}66\ \cancel{\text{moles de } NH_3} \times \frac{1 \text{ mol de } N_2}{2\ \cancel{\text{moles de } NH_3}} = 0{,}33 \text{ moles de } N_2$$

Masa sin reaccionar = 0,5 moles de N_2 – 0,33 moles de N_2 = 0,17 moles de N_2

Respuestas:

a. El reactivo limitante es H_2

b. El reactivo en exceso es N_2

c. 0,66 moles de NH_3 se forman

d. 0,17 moles de N_2 quedan sin reaccionar.

Actividades

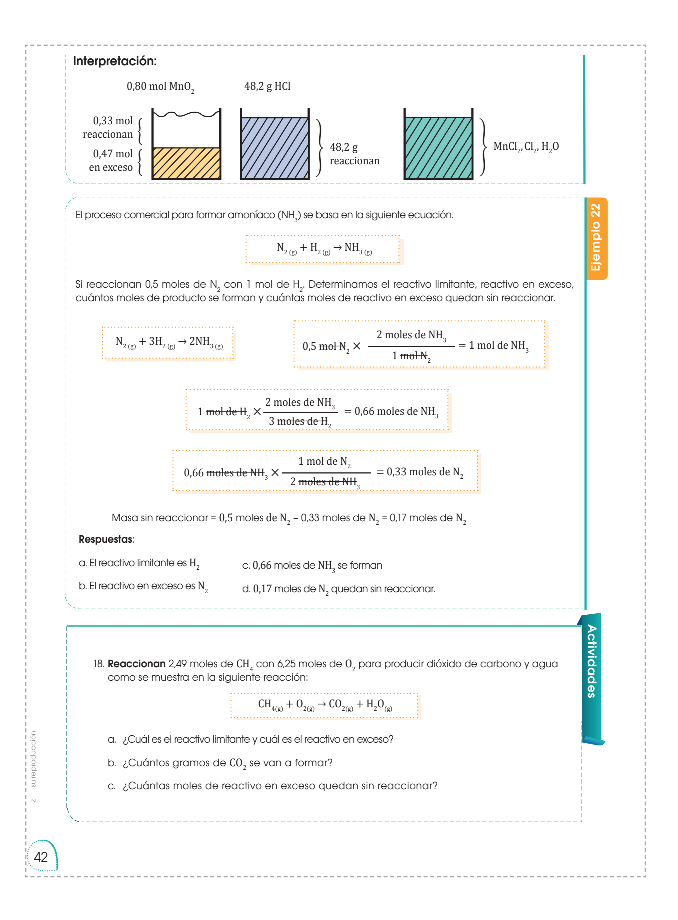
18. **Reaccionan** 2,49 moles de CH_4 con 6,25 moles de O_2 para producir dióxido de carbono y agua como se muestra en la siguiente reacción:

$$CH_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

a. ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso?

b. ¿Cuántos gramos de CO_2 se van a formar?

c. ¿Cuántas moles de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?



Página 42

Interpretación:

Ejemplo 22

El proceso comercial para formar amoníaco (NH_3) se basa en la siguiente ecuación.

$$N_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightarrow NH_{3\,(g)}$$

Si reaccionan 0,5 moles de N_2 con 1 mol de H_2. Determinamos el reactivo limitante, reactivo en exceso, cuántos moles de producto se forman y cuántas moles de reactivo en exceso quedan sin reaccionar.

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightarrow 2NH_{3\,(g)}$$

$$0,5\ \cancel{\text{mol } N_2} \times \frac{2 \text{ moles de } NH_3}{1\ \cancel{\text{mol } N_2}} = 1 \text{ mol de } NH_3$$

$$1\ \cancel{\text{mol de } H_2} \times \frac{2 \text{ moles de } NH_3}{3\ \cancel{\text{moles de } H_2}} = 0,66 \text{ moles de } NH_3$$

$$0,66\ \cancel{\text{moles de } NH_3} \times \frac{1 \text{ mol de } N_2}{2\ \cancel{\text{moles de } NH_3}} = 0,33 \text{ moles de } N_2$$

Masa sin reaccionar = 0,5 moles de N_2 – 0,33 moles de N_2 = 0,17 moles de N_2

Respuestas:

a. El reactivo limitante es H_2

b. El reactivo en exceso es N_2

c. 0,66 moles de NH_3 se forman

d. 0,17 moles de N_2 quedan sin reaccionar.

Actividades

18. **Reaccionan** 2,49 moles de CH_4 con 6,25 moles de O_2 para producir dióxido de carbono y agua como se muestra en la siguiente reacción:

$$CH_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

a. ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso?

b. ¿Cuántos gramos de CO_2 se van a formar?

c. ¿Cuántas moles de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Solucionario

18. $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$

$$2,49\ \cancel{\text{mol } CH_4} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol } CO_2}}{1\ \cancel{\text{mol } CH_4}} \times \frac{43,99\text{g } CO_2}{1\ \cancel{\text{mol } CO_2}}$$

$$= 109,54 \text{ g } CO_2$$

$$6,25\ \cancel{\text{mol } O_2} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol } CO_2}}{2\ \cancel{\text{mol } O_2}} \times \frac{43,99\text{g } CO_2}{1\ \cancel{\text{mol } CO_2}}$$

$$= 137,4 \text{ g } CO_2$$

$$2,49\ \cancel{\text{mol } CH_4} \times \frac{2 \text{ mol } O_2}{1\ \cancel{\text{mol } CH_4}} = 4,98 \text{ mol } O_2$$

$$6,25 \text{ mol } O_2 - 4,98 \text{ mol } O_2 = 1,27 \text{ mol } O_2$$

a. Reactivo limitante: CH_4

Reactivo en exceso: O_2

b. Se forman 109,54 g CO_2

c. 1,27 moles de O_2 en exceso

Orientación didáctica

- Comprende de donde salen las fórmulas moleculares y empíricas a través de ejercicios puntuales.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Página 44

Ejemplo 23

Se hacen reaccionar 10 gramos de óxido de aluminio (Al_2O_3) con un exceso de ácido clorhídrico (HCl) para obtener 25 gramos de cloruro de aluminio.

$$Al_2O_{3(s)} + 6HCl_{(ac)} \rightarrow 2AlCl_{3(ac)} + 3H_2O_{(l)}$$

a. Calculamos el rendimiento de la reacción.

b. Si el rendimiento teórico fuera del 60%, ¿cuánto se esperaría que fuera el rendimiento real?

Para la resolución del literal a. del ejercicio debemos seguir dos pasos sencillos.

Paso 1: Pasamos la cantidad de reactivo que se tenga a unidades de producto deseado.

$$10\ \cancel{g\ de\ Al_2O_3} \times \frac{1\ \cancel{mol\ de\ Al_2O_3}}{102\ \cancel{g\ de\ Al_2O_3}} \times \frac{2\ \cancel{moles\ de\ AlCl_3}}{1\ \cancel{mol\ de\ Al_2O_3}} \times \frac{132\ g\ de\ AlCl_3}{1\ \cancel{mol\ de\ AlCl_3}} = 25{,}88\ g\ AlCl_3$$

Paso 2: El valor del enunciado del producto va a ser equivalente al rendimiento real, en este caso es 25 gramos de cloruro de aluminio. El valor obtenido de 25,88 gramos de cloruro de aluminio es el rendimiento teórico porque se lo obtuvo mediante cálculos. Lo reemplazamos en la fórmula.

$$\%\ de\ rendimiento = \frac{25}{25{,}88} \times 100\% = 96{,}59\%$$

Para la resolución del literal b. del ejercicio, debemos usar la fórmula:

$$Rendimiento\ real = Rendimiento\ teórico \times \frac{Rendimiento\ porcentual\ (\%)}{100\ \%}$$

Los datos que conocemos para poder emplear esta fórmula son: el rendimiento teórico calculado en el literal a. (25,88g de cloruro de aluminio) y el porcentaje de rendimiento (60%) mencionado en el enunciado del ejercicio.

$$Rendimiento\ real = 25{,}88\ g \times \frac{60\%}{100\ \%} = 15{,}52\ gramos\ de\ Al_2Cl_3$$

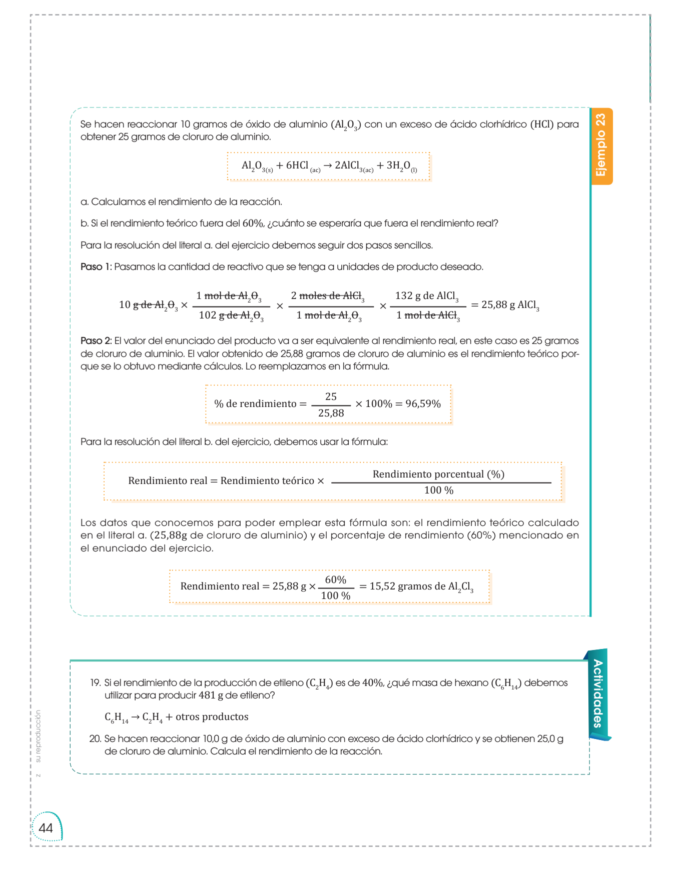
Actividades

19. Si el rendimiento de la producción de etileno (C_2H_4) es de 40%, ¿qué masa de hexano (C_6H_{14}) debemos utilizar para producir 481 g de etileno?

$$C_6H_{14} \rightarrow C_2H_4 + otros\ productos$$

20. Se hacen reaccionar 10,0 g de óxido de aluminio con exceso de ácido clorhídrico y se obtienen 25,0 g de cloruro de aluminio. Calcula el rendimiento de la reacción.

Página 44



Ejemplo 23

Se hacen reaccionar 10 gramos de óxido de aluminio (Al_2O_3) con un exceso de ácido clorhídrico (HCl) para obtener 25 gramos de cloruro de aluminio.

$$Al_2O_{3(s)} + 6HCl_{(ac)} \rightarrow 2AlCl_{3(ac)} + 3H_2O_{(l)}$$

a. Calculamos el rendimiento de la reacción.

b. Si el rendimiento teórico fuera del 60%, ¿cuánto se esperaría que fuera el rendimiento real?

Para la resolución del literal a. del ejercicio debemos seguir dos pasos sencillos.

Paso 1: Pasamos la cantidad de reactivo que se tenga a unidades de producto deseado.

$$10\ \text{g de } Al_2O_3 \times \frac{1\ \text{mol de } Al_2O_3}{102\ \text{g de } Al_2O_3} \times \frac{2\ \text{moles de } AlCl_3}{1\ \text{mol de } Al_2O_3} \times \frac{132\ \text{g de } AlCl_3}{1\ \text{mol de } AlCl_3} = 25{,}88\ \text{g } AlCl_3$$

Paso 2: El valor del enunciado del producto va a ser equivalente al rendimiento real, en este caso es 25 gramos de cloruro de aluminio. El valor obtenido de 25,88 gramos de cloruro de aluminio es el rendimiento teórico porque se lo obtuvo mediante cálculos. Lo reemplazamos en la fórmula.

$$\%\ \text{de rendimiento} = \frac{25}{25{,}88} \times 100\% = 96{,}59\%$$

Para la resolución del literal b. del ejercicio, debemos usar la fórmula:

$$\text{Rendimiento real} = \text{Rendimiento teórico} \times \frac{\text{Rendimiento porcentual (\%)}}{100\ \%}$$

Los datos que conocemos para poder emplear esta fórmula son: el rendimiento teórico calculado en el literal a. (25,88g de cloruro de aluminio) y el porcentaje de rendimiento (60%) mencionado en el enunciado del ejercicio.

$$\text{Rendimiento real} = 25{,}88\ \text{g} \times \frac{60\%}{100\ \%} = 15{,}52\ \text{gramos de } Al_2Cl_3$$

Actividades

19. Si el rendimiento de la producción de etileno (C_2H_4) es de 40%, ¿qué masa de hexano (C_6H_{14}) debemos utilizar para producir 481 g de etileno?

$C_6H_{14} \rightarrow C_2H_4$ + otros productos

20. Se hacen reaccionar 10,0 g de óxido de aluminio con exceso de ácido clorhídrico y se obtienen 25,0 g de cloruro de aluminio. Calcula el rendimiento de la reacción.

44

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Solucionario

19. **Masa molecular**:

$$C_6H_{14} = 86{,}20\ \frac{g}{mol}$$

$$C_2H_4 = 28{,}06\ \frac{g}{mol}$$

$$481\ g\ C_2H_4 \times \frac{1\ mol\ C_2H_4}{28{,}06\ g\ C_2H_4} \times \frac{100\%}{40\%\ \text{de rendimiento}} \times$$

$$\frac{1\ mol\ C_6H_{14}}{1\ mol\ C_2H_4} \times \frac{86{,}20\ g\ C_6H_{14}}{1\ mol\ C_6H_{14}} = 3\,694{,}07\ g\ C_6H_{14}$$

20. $Al_2O_3 + 6\,HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3\,H_2O$

$$10{,}0\ g\ Al_2O_3 \times \frac{1\ mol\ Al_2O_3}{101{,}93\ g\ Al_2O_3} \times \frac{2\ mol\ AlCl_3}{1\ mol\ Al_2O_3} \times$$

$$\frac{133{,}33\ g\ AlCl_3}{1\ mol\ AlCl_3} = 26{,}16\ g\ AlCl_3$$

$$\%\ \text{Rendimiento} = \frac{25\ g\ AlCl_3}{26{,}16g\ AlCl_3} \times 100\% = 95{,}57\%$$

Tema

Producción de dióxido de carbono a partir de ácido acético y bicarbonato de sodio.

Planteamiento del problema

En esta práctica de laboratorio se trata de explicar cómo se produce dióxido de carbono a partir de ácido acético y bicarbonato de sodio. De igual manera, se tratará de buscar el porqué de este fenómeno mediante el proceso de experimentación.

En otras palabras se busca comprender qué elementos físicos o reacciones químicas tienen lugar con el propósito de encontrar respuestas veraces y científicamente verdaderas.

Formulación de la hipótesis

El globo se va a inflar debido a la formación de dióxido carbono gaseoso presente dentro de la botella.

Experimentación

1. Emplea el marcador para rotular las botellas con los nombres «1» y «2».
2. En la botella «1», coloca tres cucharadas de ácido acético y en la botella «2» pon seis cucharadas del mismo reactivo.
3. Coloca una cucharada de bicarbonato de sodio en cada globo, con ayuda del embudo.
4. Introduce el contenido de los globos dentro de cada botella, cuidadosamente. Asegúrate de que no existen fugas en los globos y que estos estén bien ajustados al pico de la botella.
5. Mantén el pico del globo con firmeza hasta que la reacción haya terminado. Podemos observar esto el momento en el que el globo haya dejado de inflarse.
6. Anota los cambios.

Comprobación de la hipótesis

En base al experimento realizado se comprobó la hipótesis planteada ya que efectivamente el globo se infló debido a la reacción que se produce entre el bicarbonato de sodio y el ácido acético.

Página 45



Experimento

TEMA:

Producción de dióxido de carbono a partir de ácido acético y bicarbonato de sodio.

INVESTIGAMOS:

La producción de dióxido de carbono, CO_2, a partir de la reacción entre ácido acético, CH_3COOH, y bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$, está dada por:

$$CH_3COOH_{(l)} + NaHCO_{3(s)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} + CH_3COONa_{(ac)}$$

OBJETIVO:

Reconocer cuál es el reactivo limitante en la producción del dióxido de carbono.

MATERIALES:

- 2 botellas plásticas de 500 mL
- 2 globos
- 1 embudo
- 2 cucharas grandes
- 1 botella pequeña con vinagre
- bicarbonato de sodio
- marcador permanente

PROCESOS:

1. **Emplea** el marcador para rotular las botellas con los nombres «1» y «2».
2. En la botella «1», **coloca** tres cucharadas de ácido acético y en la botella «2» **pon** seis cucharadas del mismo reactivo.
3. **Coloca** una cucharada de bicarbonato de sodio en cada globo, con ayuda del embudo.
4. **Introduce** el contenido de los globos dentro de cada botella, cuidadosamente. **Asegúrate** de que no existen fugas en los globos y que estos estén bien ajustados al pico de la botella.
5. **Mantén** el pico del globo con firmeza hasta que la reacción haya terminado. Podemos observar esto el momento en el que el globo haya dejado de inflarse.
6. **Anota** los cambios.

CUESTIONES:

- ¿Cuál es el reactivo limitante en cada uno de los envases plásticos?

Prohibida su reproducción

45

Conclusiones

El reactivo limitante en cada uno de los envases plásticos es el bicarbonato de sodio debido a que este se consume primero, porque a partir de este se forma el gas.

La producción de dióxido de carbono depende de las proporciones de los reactivos empleados.

Página 46



Fórmulas de transformación

Existen diferentes tipos de unidades para representar cantidades muy pequeñas o grandes químicamente hablando. Las equivalencias son:

$$1 \text{ mol de X} = 6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos de X} = \text{Peso en gramos de X}$$

Dependiendo de lo que se quiera obtener, se puede utilizar las unidades en gramos, moles o átomos o moléculas.

En la tabla periódica tenemos elementos, al unir dos o más tenemos moléculas.

Los subíndices de un compuesto representan la cantidad de un átomo en una molécula. Así, por ejemplo:



Representa que hay dos átomos de hidrógeno por cada un átomo de oxígeno en una molécula de agua. De igual manera, a través de cálculos estequiométricos se puede transformar las unidades de un elemento a otro.

Incluso, se puede determinar el porcentaje exacto de un elemento en un compuesto, aplicando la composición porcentual:

$$\% \text{ Elemento} = \frac{(\text{cantidad de átomos del elemento}) \times (\text{peso del elemento})}{\text{peso del compuesto}} \times 100\ \%$$

La suma de todos los porcentajes de los elementos de un compuesto equivale al 100%.

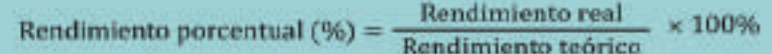
Los compuestos pueden tener fórmula empírica o molecular. En un compuesto:

- La mínima relación que hay entre los átomos se denomina fórmula empírica. No pueden ser múltiplos los coeficientes de los elementos de un compuesto.
- Relación real que existe entre los átomos de un compuesto se denomina fórmula molecular. Pueden ser múltiplos los coeficientes de un compuesto.

La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma. Esto quiere decir que, si hago reaccionar dos reactivos, voy a obtener dos productos. Mi reacción debe siempre estar igualada, independientemente si uno de los dos reactivos deja de reaccionar primero que el otro.

- Al reactivo que se consume por completo o que limita la reacción lo conocemos como reactivo limitante.
- Al reactivo presente en mayor cantidad lo conocemos como reactivo en exceso.

Dependiendo la cantidad que se forme de mi producto en mi reacción, que lo podemos obtener con el reactivo limitante, se puede obtener el rendimiento de la reacción:



46

Orientación didáctica

- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad a manera de ideas principales. Se debe leer detenidamente este resumen para que a medida que lo lean, revisen su nivel de aprendizaje y comprensión del capítulo.
- Es recomendable que los estudiantes realicen su propio resumen, hay métodos de aprendizaje que a través de mapas conceptuales por ejemplo, los estudiantes aprenderán más.
- Esta carilla debe ser revisada con mucha cautela, si de pronto hay dudas de algún tema pueden volver a leer el libro.

Actividades complementarias

- **Dinámica de resumen**

  Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito, en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cual fue el mejor resumen.

- **Dinámica de resumen**

  Se recomienda formar grupos de estudio de pocas personas, en los cuales se repase los conceptos y fórmulas de esta sección. Una vez que se domine los conceptos, la parte de los ejercicios va a estar muy fácil.

Orientación didáctica

- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el: si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.
- Al final de recibir toda la teoría, e incluso, ya habiendo dominado el resumen, se debe abordar aplicaciones más puntuales respecto a estos temas. Se recomienda leer toda esta página detenidamente.

Actividades complementarias

- **Trabajo escrito**

  El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase.

- **Tu propia zona wifi**

  Se puede trabajar con grupos de personas para investigar varias aplicaciones de los temas vistos en clase. La actividad sería, crear tu propia zona wifi en una cartulina. Si se puede agregar fotos a la cartulina.

Página 47

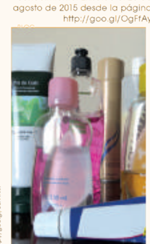


BLOG

Estequiometría en la vida

Día a día el ser humano utiliza numerosos productos tales como champú, jabón, aceite, gasolina y demás compuestos derivados del petróleo. Para su producción, los ingenieros químicos emplean la estequiometría, por la precisión requerida en el manejo de los reactivos químicos. La estequiometría permite optimizar los procesos químicos y de esta forma aprovechar al máximo un reactivo químico generando la menor cantidad de desperdicios posibles.

Gómez, Freddy. (2012. 9). Estequiometría en la vida. Más allá del conocimiento. Extraído el 26 de agosto de 2015 desde la página http://goo.gl/OgFfAy



http://goo.gl/35X4Mx

SOCIEDAD

Día del mol

6.02×10^{23} mole day 2011

http://goo.gl/fZbqQp

En Norteamérica, Sudáfrica, Australia y Canadá, cada 23 de octubre se celebra el «Día del mol»; esta no es una celebración oficial y dura desde las 06h02 a.m. hasta las 06h02 p.m. Si a esa fecha la colocamos según el formato norteamericano obtenemos 6.02 10 23, dando como resultado $6{,}02\times10^{23}$, correspondiente al número de Avogadro, es decir el número de partículas individuales que hay en un mol de cualquier sustancia o especie química. En otras regiones, el «Día del mol» se celebra el 6 de febrero desde las 10h23 a.m. hasta las 10h23 p.m.

Pardo, Rafael. (2009.10.23). Día del mol. Heavy metal. Extraído el 26 de agosto de 2015 desde http://goo.gl/ttbe7x

SENTIDO CRÍTICO

¿Es el chocolate un sustituto del amor?



http://goo.gl/fcfjRn

Muchos consideran al chocolate un sustituto del amor por sus propiedades afrodisíacas. Sin embargo, hay mucho que puntualizar.

Hace más de 2 000 años, el pueblo olmeca, que vivía en una región del actual México, aprendió a elaborar una bebida que alteraba la mente a partir de las bayas de una planta: el cacao. Los aztecas asociaban el chocolate, con su diosa de la fertilidad. Hace poco, varios investigadores descubrieron que el chocolate contiene feniletilamina; en experimentos de laboratorio, los animales se vuelven locos con esta sustancia y se comportan como si estuvieran en pleno cortejo. Sin embargo, en los humanos parece surtir menos efecto.

(2009.04.05).¿Es el chocolate un sustituto del amor? (Adaptación).Tras el horizonte de sucesos. Extraído el 20 de septiembre de 2015 desde la página web: http://goo.gl/hXOTia

SI YO FUERA...



http://goo.gl/hnicTg

Ingeniero en alimentos, a través de la estequiometría, me enfocaría en que todos los alimentos cumplan con los parámetros de calidad, realizando análisis con el fin de asegurar que cualquier cadena de producción de alimentos o bebidas se encuentre de la mejor manera.

47

Página 48



- Masa atómica

1. Se pesan 6,12 g de Sodio (Na). **Determina.**
   a. ¿Cuántas moles representa?
   b. ¿Cuántos átomos de sodio se tiene en esa masa?
2. Se cuenta con 0,11 mol de Níquel (Ni). **Determina.**
   a. ¿Cuántos gramos representa?
   b. ¿Cuántos átomos de níquel se tiene en esa masa?
3. Se tiene $3,12 \times 10^{23}$ átomos de Cobre (Cu). **Determina.**
   a. ¿Cuántas moles representa?
   b. ¿Cuántos gramos representa?

- Masa molecular

4. **Determina** la masa molar de las siguientes sustancias:
   a. Gas butano, C_4H_{10}
   b. Ácido sulfúrico, H_2SO_4
   c. Gas hidrógeno, H_2
5. En un frasco de laboratorio hay 200 g de tricloruro de hierro, $FeCl_3$. Averigua cuántos moles de esta sustancia contiene el frasco.
6. Si se dispone de 123,11 g de Cloruro de Plata (AgCl). ¿Cuántas moles contiene el frasco? ¿Cuál es el número total de átomos de Cloro (Cl) presentes?

- Composición porcentual

7. Si la fórmula del ácido clorhídrico es HCl. ¿Cuál es la composición porcentual en masa del hidrógeno y del cloro en este compuesto?
8. A la fórmula de la herrumbre podemos representar como Fe_2O_3. ¿Cuál es la composición porcentual en masa del oxígeno en este compuesto?

- Formula empírica y molecular

9. ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los compuestos que tienen la siguiente composición?
   a. 40,1% de C, 6,6% de H y 53,3% de O.
   b. 18,4% de C, 21,5% de N y 60,1% de K.
10. La fórmula empírica del compuesto es CH. Si la masa molar de este compuesto es aproximadamente 78 g, ¿cuál sería su fórmula molecular?
11. La composición de una molécula es: 35,51% de C, 4,77% de H, 37,85% de O, 8,29% de N y 13,60% de Na. ¿Cuál será su fórmula molecular si su masa molar es aproximadamente de 169 g?

- Balance de ecuaciones

12. Ajusta las siguientes reacciones químicas:
   a. $C_{(S)} + CuO_{(S)} \rightarrow Cu_{(S)} + CO_{2\,(g)}$
   b. $CaO_{(S)} + C_{(S)} \rightarrow CO_{(g)} + CaC_{2\,(g)}$
   c. $NiS_{2\,(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow SO_{2\,(g)} + Ni_2C_{3\,(s)}$
   d. $HNO_{3(aq)} + Zn_{(S)} \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_{(s)} + H_2O_{(l)}$

48

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.
- Es recomendable antes de realizar ejercicios, leer bien y conocer los conceptos básicos, para que la resolución de ejercicios no sea tan dura.
- Algunos ejercicios deberán estar resueltos por los alumnos o el profesor.

Actividades complementarias

- **Trabajo en grupo o trabajo en casa**

  Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

- **Propuesta de prueba**

  Consiste en que cada alumno propone un modelo de prueba, de preguntas de desarrollo o de opción múltiple. Después de esto, repartir sus resúmenes de forma aleatoria de modo, que no solamente tienen la capacidad para responder cuestiones, sino también para plantearlas.

Solucionario

1.

a...$6{,}12.g.Na \times \frac{1.mol.Na}{23.g.Na} = 0{,}27.mol.Na)$

b. $0{,}27.mol.Na \times \frac{6{,}023.x.10^{23}.\text{átomos}.Na}{1.mol.Na} = 1{,}60.x.10^{23}.\text{átomos.de}.Na$

2.

a. $0{,}11.mol.Ni \times \frac{58{,}70.g.Ni}{1.mol.Ni} = 6{,}46g.Ni$

b. $0{,}11.mol.Ni \times \frac{6{,}023x10^{23}.\text{átomos.Ni}}{1.mol.Ni} = 6{,}63x10^{22}.\text{átomos.de}.Ni$

3.

a. $3{,}12.x.10^{23}.\text{átomos}.Cu \times \frac{1.mol.Cu}{6{,}023.x.10^{23}.\text{átomos}.Cu} = 0{,}52.mol.Cu$

b. $0{,}52.mol.Cu \times \frac{63.55.g.Cu}{1.mol.Cu} = 32{,}92.g.Cu$

4.

a. C_4H_{10}

Elemento	*# Moles*	*Masa molar ($\frac{g}{mol}$)*	*Masa total (g)*
C	4	12,01	48,04
H	10	1,01	10,01

C_4H_{10} = 48,04 g +10,01 g = 58,14 $\frac{g}{mol}$

b. H_2SO_4

Elemento	*# Moles*	*Masa molar ($\frac{g}{mol}$)*	*Masa total (g)*
H	2	1,01	2,02
S	1	32,06	32,06
O	4	15,99	63,96

H_2SO_4=2.02g +32.06g + 63.96g= 98.04$\frac{g}{mol}$

c. H_2

Elemento	*# Moles*	*Masa molar$\frac{g}{mol}$ ()*	*Masa total (g)*
H	2	1.01	2.02

H_2 = 2,02 $\frac{g}{mol}$

5.

Masa molecular de $FeCl_3$ = 55,95 g + 3(35,45) g = 162,2 $\frac{g}{mol}$

$$200.\cancel{g.FeCl_3} \times \frac{1.mol.FeCl_3}{162{,}2.\cancel{g.FeCl_3}} = 1{,}23.mol.FeCl_3$$

Página 48

Para finalizar

- **Masa atómica**

1. Se pesan 6,12 g de Sodio (Na). **Determina.**
   a. ¿Cuántas moles representa?
   b. ¿Cuántos átomos de sodio se tiene en esa masa?

2. Se cuenta con 0,11 mol de Níquel (Ni). **Determina.**
   a. ¿Cuántos gramos representa?
   b. ¿Cuántos átomos de níquel se tiene en esa masa?

3. Se tiene 3,12 x 10^{23} átomos de Cobre (Cu). **Determina.**
   a. ¿Cuántas moles representa?
   b. ¿Cuántos gramos representa?

- **Masa molecular**

4. **Determina** la masa molar de las siguientes sustancias:
   a. Gas butano, C_4H_{10}
   b. Ácido sulfúrico, H_2SO_4
   c. Gas hidrógeno, H_2

5. En un frasco de laboratorio hay 200 g de tricloruro de hierro, $FeCl_3$. Averigua cuántos moles de esta sustancia contiene el frasco.

6. Si se dispone de 123,11 g de Cloruro de Plata (AgCl). ¿Cuántas moles contiene el frasco? ¿Cuál es el número total de átomos de Cloro (Cl) presentes?

- **Composición porcentual**

7. Si la fórmula del ácido clorhídrico es HCl. ¿Cuál es la composición porcentual en masa del hidrógeno y del cloro en este compuesto?

8. A la fórmula de la herrumbre podemos representar como Fe_2O_3. ¿Cuál es la composición porcentual en masa del oxígeno en este compuesto?

- **Formula empírica y molecular**

9. ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los compuestos que tienen la siguiente composición?
   a. 40,1% de C, 6,6% de H y 53,3% de O.
   b. 18,4% de C, 21,5% de N y 60,1% de K.

10. La fórmula empírica del compuesto es CH. Si la masa molar de este compuesto es aproximadamente 78 g, ¿cuál sería su fórmula molecular?

11. La composición de una molécula es: 35,51% de C, 4,77% de H, 37,85% de O, 8,29% de N y 13,60% de Na. ¿Cuál será su fórmula molecular si su masa molar es aproximadamente de 169 g?

- **Balance de ecuaciones**

12. Ajusta las siguientes reacciones químicas:
   a. $C_{(S)} + CuO_{(S)} \rightarrow Cu_{(S)} + CO_{2\,(g)}$
   b. $CaO_{(S)} + C_{(S)} \rightarrow CO_{(g)} + CaC_{2\,(g)}$
   c. $NiS_{2\,(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow SO_{2\,(g)} + Ni_2C_{3\,(s)}$
   d. $HNO_{3(aq)} + Zn_{(S)} \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_{(s)} + H_2O_{(l)}$

48

Página 48



- Masa atómica

1. Se pesan 6,12 g de Sodio (Na). Determina.
   a. ¿Cuántas moles representa?
   b. ¿Cuántos átomos de sodio se tiene en esa masa?

2. Se cuenta con 0,11 mol de Níquel (Ni). Determina.
   a. ¿Cuántos gramos representa?
   b. ¿Cuántos átomos de níquel se tiene en esa masa?

3. Se tiene 3,12 x 10^{23} átomos de Cobre (Cu). Determina.
   a. ¿Cuántas moles representa?
   b. ¿Cuántos gramos representa?

- Masa molecular

4. Determina la masa molar de las siguientes sustancias:
   a. Gas butano, C_4H_{10}
   b. Ácido sulfúrico, H_2SO_4
   c. Gas hidrógeno, H_2

5. En un frasco de laboratorio hay 200 g de tricloruro de hierro, $FeCl_3$. Averigua cuántos moles de esta sustancia contiene el frasco.

6. Si se dispone de 123,11 g de Cloruro de Plata (AgCl). ¿Cuántas moles contiene el frasco? ¿Cuál es el número total de átomos de Cloro (Cl) presentes?

- Composición porcentual

7. Si la fórmula del ácido clorhídrico es HCl. ¿Cuál es la composición porcentual en masa del hidrógeno y del cloro en este compuesto?

8. A la fórmula de la herrumbre podemos representar como Fe_2O_3. ¿Cuál es la composición porcentual en masa del oxígeno en este compuesto?

- Formula empírica y molecular

9. ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los compuestos que tienen la siguiente composición?
   a. 40,1% de C, 6,6% de H y 53,3% de O.
   b. 18,4% de C, 21,5% de N y 60,1% de K.

10. La fórmula empírica del compuesto es CH. Si la masa molar de este compuesto es aproximadamente 78 g, ¿cuál sería su fórmula molecular?

11. La composición de una molécula es: 35,51% de C, 4,77% de H, 37,85% de O, 8,29% de N y 13,60% de Na. ¿Cuál será su fórmula molecular si su masa molar es aproximadamente de 169 g?

- Balance de ecuaciones

12. Ajusta las siguientes reacciones químicas:
   a. $C_{(S)} + CuO_{(S)} \rightarrow Cu_{(S)} + CO_{2\,(g)}$
   b. $CaO_{(S)} + C_{(S)} \rightarrow CO_{(g)} + CaC_{2\,(g)}$
   c. $NiS_{2\,(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow SO_{2\,(g)} + Ni_2C_{3\,(s)}$
   d. $HNO_{3(aq)} + Zn_{(S)} \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_{(s)} + H_2O_{(l)}$



Solucionario

6.

Masa molar de AgCl = 107,87g + 35,35g = 143,32 $\frac{g}{mol}$

$$123{,}11g.AgCl \times \frac{1.mol.AgCl}{143{,}32.g.AgCl} = 0{,}86.mol.AgCl$$

$$0{,}86.mol.AgCl \times \frac{1.mol.Cl}{1.mol.AgCl} \times \frac{6.023.x.10^{23}.\text{átomos}.Cl.}{1.mol.Cl} 5{,}17.x.10^{23}.\text{átomos}.Cl$$

7.

Masa molecular de HCl = 1,01g + 35,45g = 36,46 $\frac{g}{mol}$

H: $\frac{1{,}01.g.H}{36{,}46.g} \times 100\% = 2{,}77\%.H$

Cl: $\frac{35{,}45.g.Cl}{36{,}46.g} \times 100\% = 97{,}23\%.Cl$

8.

Masa molar de Fe_2O_3 = 2(55,85)g + 3(15,99)g = 159,67 $\frac{g}{mol}$

O:. $\frac{3(15{,}99)g.O}{159{,}67.g} \times 100\% = 30{,}04\%.O$

9.

a. $$40{,}1g.C \times \frac{1.mol.C}{12{,}01g.C} = \frac{3{,}34.mol.C}{3{,}33.mol.O} = 1.\frac{mol.C}{mol.O}$$

$$6{,}6g.H \times \frac{1.mol.H}{1{,}01g.H} = \frac{6{,}53.mol.H}{3{,}33.mol.O} = 2.\frac{mol.H}{mol.O}$$

$$53{,}3g.O \times \frac{1.mol.O}{15{,}99g.O} = \frac{3{,}33.mol.H}{3{,}33.mol.O} = 1.\frac{mol.H}{mol.O}$$

Fórmula empírica: CH_2O

$$18{,}4g.C \times \frac{1.mol.C}{12{,}01g.C} = \frac{1{,}53.mol.C}{1{,}53.mol.C} = 1.\frac{mol.C}{mol.C}$$

$$21{,}5g.N \times \frac{1.mol.N}{14g.N} = \frac{1{,}53.mol.N}{1{,}53.mol.C} = 1.\frac{mol.N}{mol.C}$$

$$60{,}1g.K \times \frac{1.mol.K}{39{,}1g.K} = \frac{1{,}54.mol.K}{1{,}53.mol.C} = 1.\frac{mol.K}{mol.C}$$

Fórmula empírica: KCN

10.

Masa molar CH = 12,01 g + 1,01 g = 13,02 $\frac{g}{mol}$

$$\frac{78g}{13{,}02g} = 6$$

Fórmula empírica: C_6H_6



Solucionario

11.

$$35{,}51g.C \times \frac{1.mol.C}{12{,}01g.C} = \frac{2{,}96.mol.C}{0{,}59.mol.Na} = 5\frac{mol.C}{mol.Na}$$

$$4{,}77g.H \times \frac{1.mol.H}{1.01g.H} = \frac{4{,}72.mol.H}{0{,}59.mol.Na} = 8\frac{mol.H}{mol.Na}$$

$$7{,}85g.O \times \frac{1.mol.O}{15{,}99g.O} = \frac{2{,}37.mol.O}{0{,}59.mol.Na} = 4\frac{mol.O}{mol.Na}$$

$$8{,}29g.N \times \frac{1.mol.N}{14{,}01g.N} = \frac{0{,}59.mol.C}{0{,}59.mol.Na} = 1\frac{mol.N}{mol.Na}$$

$$13{,}6g.Na \times \frac{1.mol.Na}{22{,}99g.Na} = \frac{40{,}59.mol.Na}{0{,}59.mol.Na} = 1\frac{mol.Na}{mol.Na}$$

12.

a. $C + 2CuO \rightarrow 2Cu + CO_2$

b. $CaO + 3C \rightarrow CO + CaC_2$

c. $2NiS_2 + O_2 \rightarrow SO_2 + Ni_2S_3$

d. $8HNO_3 + 3Zn \rightarrow 3Zn(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

13.

$2Al_{(s)} + 3I_{2(s)} \rightarrow 2Al\,I_{3(s)}$

$$25g\cancel{I_2} \times \frac{1\,\cancel{mol\,I_2}}{126{,}90g\cancel{I_2}} \times \frac{2\,\cancel{mol\,AlI_3}}{3\,\cancel{mol\,I_2}} \times \frac{407{,}68\,gAl\,I_3}{1\,\cancel{mol\,AlI_3}} = 53{,}54g\,Al\,I_3$$

14.

$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$

$$20g\,\cancel{HCl} \times \frac{1\,\cancel{mol\,HCl}}{36{,}46g\,\cancel{HCl}} \times \frac{1\,\cancel{mol\,NaCl_2}}{4\,\cancel{mol\,HCl}} \times \frac{125{,}84g\,MnCl_2}{1\,\cancel{mol\,NaCl_2}} = 17{,}26g\,MnCl_2$$

15.

$2KI + Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbI_2 + 2KNO_3$

$$15\cancel{g\,KI} \times \frac{1\,\cancel{mol\,KI}}{166\cancel{g\,KI}} \times \frac{1\,\cancel{mol\,PbI_2}}{2\,\cancel{mol\,KI}} \times \frac{467g\,PbI_2}{1\,\cancel{mol\,PbI_2}} = 21{,}10g\,PbI_2$$

16.

$Ca(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$

$$16{,}5g\,HCl \times \frac{1\,mol\,HCl}{36{,}46\,g\,HCl} \times \frac{1\,mol\,Ca\,(OH)_2}{2\,mol\,HCl} \times \frac{74{,}08g\,Ca(OH)_2}{1\,mol\,Ca(OH)_2}$$

17.

$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH + H_{2(g)}$

$$10g\,Na \times \frac{1\,mol\,Na}{22{,}99g\,Na} \times \frac{1\,mol\,NaOH}{2\,mol\,Na} \times \frac{39{,}99\,NaOH}{1\,mol\,NaOH} = 17{,}39g\,NaOH$$

$$9g\,H_2O \times \frac{1\,mol\,H_2O}{18{,}01g\,H_2O} \times \frac{2\,mol\,NaOH}{2\,mol\,H_2O} \times \frac{39{,}99\,NaOH}{1\,mol\,NaOH} = 19{,}98g\,NaOH$$

18.

$AgNO_{3(ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + Na\,NO_3$

$$14g\,AgCl \times \frac{1\,mol\,AgCl}{143{,}32g\,AgCl} \times \frac{1\,mol\,AgNO_3}{1\,mol\,AgCl} \times \frac{169{,}85g\;AgNO_3}{1\,mol\,AgCl}$$

Página 47

- **Estequiometría**

13. Al hacer reaccionar aluminio metálico con yodo se obtiene triyoduro de aluminio. Calcula la masa de este producto que se obtendrá a partir de 25 g de yodo.

14. Al tratar una muestra de dióxido de manganeso con 20 g de cloruro de hidrógeno, se obtiene cloruro de manganeso (II), gas cloro y agua. Escribe y ajusta la reacción y calcula la masa de $MnCl_2$ que se obtendrá.

15. Calcula la masa de yoduro de plomo (II), PbI_2, que se obtendrá al hacer reaccionar 15 g de yoduro de potasio, KI, con un exceso de nitrato de plomo (II), $Pb(NO_3)_2$. En la reacción también se produce nitrato de potasio, KNO_3.

16. Calcula la masa de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, necesaria para reaccionar con 16,5 g de ácido clorhídrico, HCl.

- **Reactivo limitante**

17. Hacemos reaccionar 10 g de sodio metálico con 9 g de agua. Determina cuál de ellos actúa como reactivo limitante y qué masa de hidróxido de sodio se formará. En la reacción también se desprende H_2.

18. Hacemos reaccionar 25 g de nitrato de plata con cierta cantidad de cloruro de sodio y obtenemos 14 g de precipitado de cloruro de plata. Averigua la masa de nitrato de plata que no ha reaccionado.

19. La reacción entre el amoníaco y el oxígeno produce NO y H_2O como se muestra en la siguiente reacción:

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2\,O_{(g)}$$

En cierto experimento 2,25g de NH_3 reacciona con 3,75g de O_2.

a. ¿Cuál reactivo es el limitante?

b. ¿Cuántos gramos de NO se forman?

c. ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan una vez que se ha consumido totalmente el reactivo limitante?

20. Se desean quemar 55,8 L de gas metano, CH_4, medidos a 273 K y 1 atm, utilizando para ello 200 g de oxígeno.

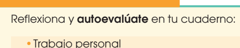
La reacción produce dióxido de carbono y agua. Calcula los gramos de dióxido de carbono que se obtendrán.

- **Rendimiento de reacción**

21. El litio y el nitrógeno reaccionan para producir nitruro de litio.

$$6Li_{(s)} + N_{2\,(g)} \rightarrow 2\,Li_3\,N_{(s)}$$

Si se hacen reaccionar 5,00 gramos de cada reactivo y el rendimiento es del 80,5% ¿Cuántos gramos de Li_3N se obtienen en la reacción?



AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

- Trabajo personal: ¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? ¿He cumplido mis tareas? ¿Qué aprendí en esta unidad temática?
- Trabajo en equipo: ¿He compartido con mis compañeros o compañeras? ¿He respetado las opiniones de los demás?
- **Escribe** la opinión de tu familia.
- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

Página 49

- **Estequiometría**

13. Al hacer reaccionar aluminio metálico con yodo se obtiene triyoduro de aluminio. Calcula la masa de este producto que se obtendrá a partir de 25 g de yodo.

14. Al tratar una muestra de dióxido de manganeso con 20 g de cloruro de hidrógeno, se obtiene cloruro de manganeso (II), gas cloro y agua. Escribe y ajusta la reacción y calcula la masa de $MnCl_2$ que se obtendrá.

15. Calcula la masa de yoduro de plomo (II), PbI_2, que se obtendrá al hacer reaccionar 15 g de yoduro de potasio, KI, con un exceso de nitrato de plomo (II), $Pb(NO_3)_2$. En la reacción también se produce nitrato de potasio, KNO_3.

16. Calcula la masa de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, necesaria para reaccionar con 16,5 g de ácido clorhídrico, HCl.

- **Reactivo limitante**

17. Hacemos reaccionar 10 g de sodio metálico con 9 g de agua. Determina cuál de ellos actúa como reactivo limitante y qué masa de hidróxido de sodio se formará. En la reacción también se desprende H_2.

18. Hacemos reaccionar 25 g de nitrato de plata con cierta cantidad de cloruro de sodio y obtenemos 14 g de precipitado de cloruro de plata. Averigua la masa de nitrato de plata que no ha reaccionado.

19. La reacción entre el amoníaco y el oxígeno produce NO y H_2O como se muestra en la siguiente reacción:

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$$

En cierto experimento 2,25g de NH_3 reacciona con 3,75g de O_2.

a. ¿Cuál reactivo es el limitante?

b. ¿Cuántos gramos de NO se forman?

c. ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan una vez que se ha consumido totalmente el reactivo limitante?

20. Se desean quemar 55,8 L de gas metano, CH_4, medidos a 273 K y 1 atm, utilizando para ello 200 g de oxígeno.

La reacción produce dióxido de carbono y agua. Calcula los gramos de dióxido de carbono que se obtendrán.

- **Rendimiento de reacción**

21. El litio y el nitrógeno reaccionan para producir nitruro de litio.

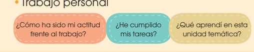
$$6Li_{(s)} + N_{2\,(g)} \rightarrow 2\,Li_3N_{(s)}$$

Si se hacen reaccionar 5,00 gramos de cada reactivo y el rendimiento es del 80,5% ¿Cuántos gramos de Li_3N se obtienen en la reacción?

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

- Trabajo personal



- Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros o compañeras? ¿He respetado las opiniones de los demás?

- **Escribe** la opinión de tu familia.
- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

49

Solucionario

19. $AgNO_{3(ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + Na\,NO_3$

$$2{,}25g\ NH_3 \times \frac{1\ mol\ NH_3}{17{,}04g\ NH_3} \times \frac{4\ mol\ NO}{4\ mol\ NH_3} \times \frac{30g\ NO}{1\ mol\ NO} = 3{,}96\ g\ NO$$

$$3{,}75g\ O_2 \times \frac{1\ mol\ O_2}{31{,}98g\ O_2} \times \frac{4\ mol\ NO}{5\ mol\ O_2} \times \frac{30g\ NO}{1\ mol\ NO} = 2{,}81\ g\ NO$$

a) Reactivo limitante: O_2

b) 2,81g →NO se forman

20. $CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

$$55{,}8L\ CH_4 \times \frac{1\ mol\ CH_4}{22{,}414\ L\ CH_4} \times \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ CH_4} \times \frac{43{,}99g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 109{,}51g\ CO_2$$

$$200g\ O_2 \times \frac{1\ mol\ O_2}{31{,}98g\ O_2} \times \frac{1\ mol\ O_2}{1\ mol\ CH_4} \times \frac{43{,}99g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 275{,}11g\ CO_2$$

Se obtienen 109.51g de dióxido de carbono.

21. El Litio y el Nitrógeno reaccionan para producir nitruro de litio:

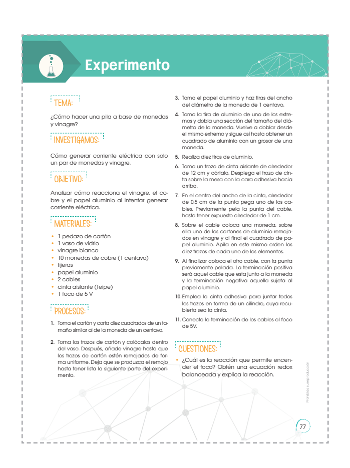
$$6Li_{(s)} + N_{2(g)} \rightarrow 2Li_3N_{(s)}$$

Si se hacen reaccionar 5,00 gramos de cada reactivo y el rendimiento es del 80,5% ¿Cuántos gramos de Li3N se obtienen en la reacción?

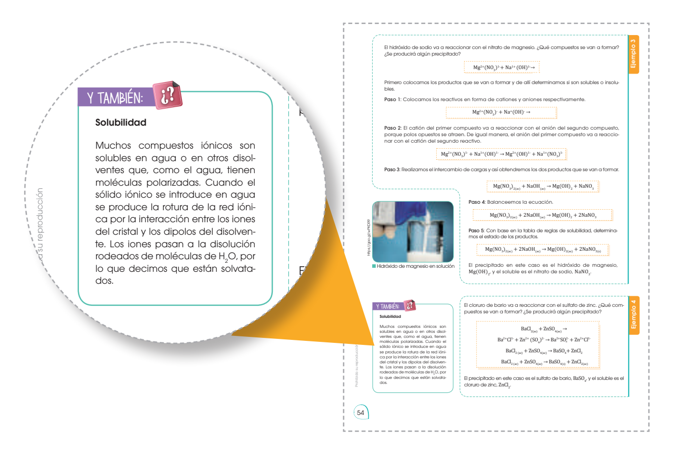
$$5g\ Li \times \frac{1\ mol\ Li}{6{,}94g\ Li} \times \frac{2\ mol\ Li_3\ N}{6\ mol\ Li} \times \frac{80{,}5\%}{100\%} \times \frac{34{,}83g\ Li_3\ N}{1\ mol\ Li_3\ N} = 6{,}73g\ Li_3\ N$$

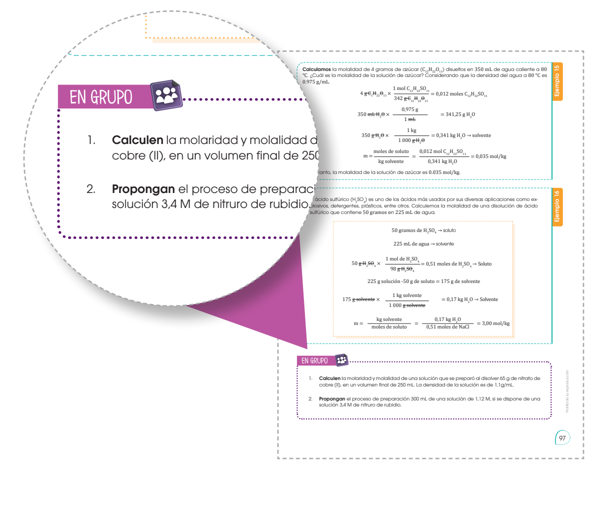
$$1\ mol\ N_2 \quad 2\ mol\ Li_3\ N \quad 80{,}5\% \quad 34{,}83g\ Li_3\ N$$

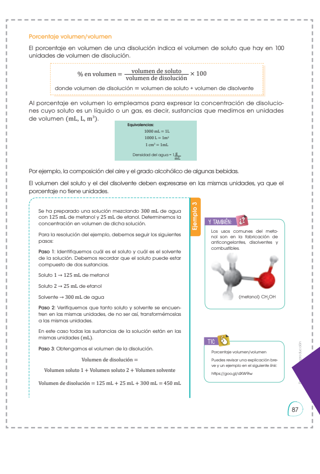
Soluciones acuosas y sus reacciones



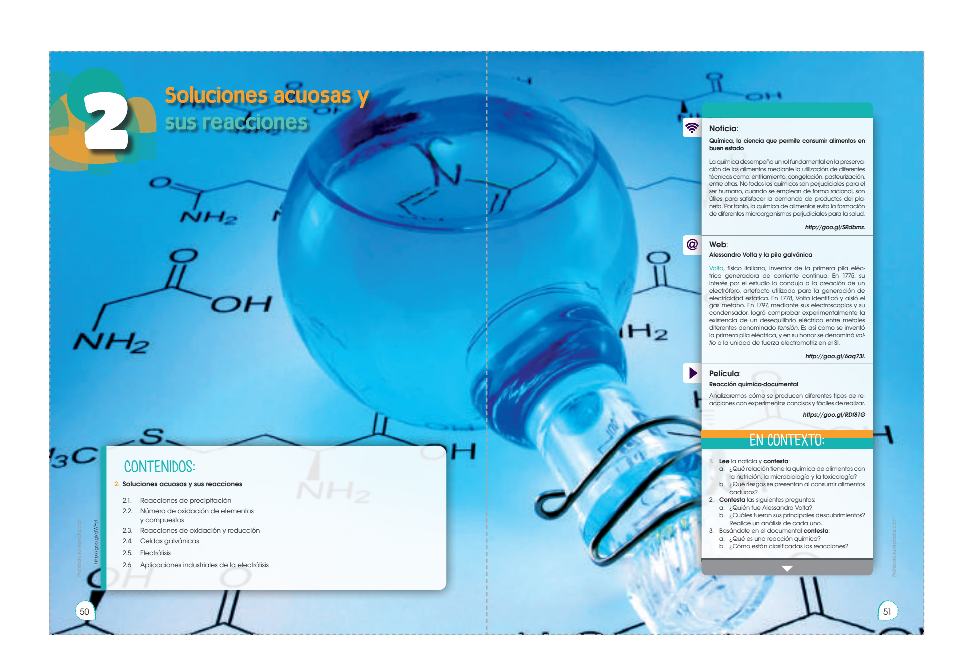












2 Soluciones acuosas y sus reacciones

CONTENIDOS:

2. Soluciones acuosas y sus reacciones
   - 2.1. Reacciones de precipitación
   - 2.2. Número de oxidación de elementos y compuestos
   - 2.3. Reacciones de oxidación y reducción
   - 2.4. Celdas galvánicas
   - 2.5. Electrólisis
   - 2.6 Aplicaciones industriales de la electrólisis

http://goo.gl/dWVvl

Prohibida su reproducción

50

Noticia:

Química, la ciencia que permite consumir alimentos en buen estado

La química desempeña un rol fundamental en la preservación de los alimentos mediante la utilización de diferentes técnicas como: enfriamiento, congelación, pasteurización, entre otras. No todos los químicos son perjudiciales para el ser humano, cuando se emplean de forma racional, son útiles para satisfacer la demanda de productos del planeta. Por tanto, la química de alimentos evita la formación de diferentes microorganismos perjudiciales para la salud.

http://goo.gl/SRdbmz.

Web:

Alessandro Volta y la pila galvánica

Volta, físico italiano, inventor de la primera pila eléctrica generadora de corriente continua. En 1775, su interés por el estudio lo condujo a la creación de un electróforo, artefacto utilizado para la generación de electricidad estática. En 1778, Volta identificó y aisló el gas metano. En 1797, mediante sus electroscopios y su condensador, logró comprobar experimentalmente la existencia de un desequilibrio eléctrico entre metales diferentes denominado *tensión*. Es así como se inventó la primera pila eléctrica, y en su honor se denominó *voltio* a la unidad de fuerza electromotriz en el SI.

http://goo.gl/6aq73l.

Película:

Reacción química-documental

Analizaremos cómo se producen diferentes tipos de reacciones con experimentos concisos y fáciles de realizar.

https://goo.gl/RDf81G

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **contesta**:
   a. ¿Qué relación tiene la química de alimentos con la nutrición, la microbiología y la toxicología?
   b. ¿Qué riesgos se presentan al consumir alimentos caducos?
2. **Contesta** las siguientes preguntas:
   a. ¿Quién fue Alessandro Volta?
   b. ¿Cuáles fueron sus principales descubrimientos? Realice un análisis de cada uno.
3. Basándote en el documental **contesta**:
   a. ¿Qué es una reacción química?
   b. ¿Cómo están clasificadas las reacciones?

Prohibida su reproducción

51

Bloques curriculares	Contenidos
La química y su lenguaje Ciencia en acción	2. Soluciones acuosas y sus reacciones 2.1. Reacciones de precipitación 2.2. Número de oxidación de elementos y compuestos 2.3. Reacciones de oxidación y reducción 2.4. Celdas galvánicas 2.4. Electrólisis 2.5. Aplicaciones industriales de la electrólisis

PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR					
Nombre de la institución					
Nombre del Docente				**Fecha**	
Área	Ciencias Naturales	**BGU**	Segundo	**Año lectivo**	
Asignatura	Química			**Tiempo**	
Unidad didáctica	2 – Soluciones acuosas y sus disoluciones				
Objetivo de la unidad	OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico; demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico. OG.CN.2. Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el Universo, y sobre los procesos, físicos y químicos, que se producen en la materia. OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental. OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales. OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social. OG.CN.10. Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.				
Criterios de Evaluación	CE.CN.Q.5.4. Argumenta con fundamento científico que los átomos se unen debido a diferentes tipos de enlaces y fuerzas intermoleculares y que tienen la capacidad de relacionarse de acuerdo a sus propiedades al ceder o ganar electrones.				

¿Qué van a aprender? **DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO**	¿Cómo van a aprender? **ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE** (Estrategias Metodológicas) Indicadores de Evaluación de la unidad	**RECURSOS**	¿Qué y cómo evaluar? **EVALUACIÓN** Indicadores de Evaluación de la unidad
CN.Q.5.1.8. Deducir y explicar la unión de átomos por su tendencia a donar, recibir o compartir electrones para alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano, según la teoría de Kössel y Lewis. CN.Q.5.1.9. Observar y clasificar el tipo de enlaces químicos y su fuerza partiendo del análisis de la relación existente entre la capacidad de transferir y compartir electrones y la configuración electrónica, con base en los valores de la electronegatividad. CN.Q.5.1.10. Deducir y explicar las propiedades físicas de compuestos iónicos y covalentes desde el análisis de su estructura y el tipo de enlace que une a los átomos, así como de la comparación de las propiedades de sustancias comúnmente conocidas. CN.Q.5.1.11. Establecer y diferenciar las fuerzas intermoleculares partiendo de la descripción del puente de hidrógeno, fuerzas de London y de Van der Walls, y dipolo-dipolo.	Analizar las disoluciones acuosas de diferente concentración y sus reacciones, mediante la elaboración de soluciones de uso cotidiano. Determinar y examinar la importancia de las reacciones ácido base en la vida cotidiana. Diferenciar entre una ecuación molecular, iónica y iónica neta, y comprender su importancia Reconocer los estados de oxidación de los elementos y compuestos requeridos para la igualación de reacciones de óxido reducción. Interpretar y analizar las reacciones de oxidación y reducción como la transferencia de electrones que experimentan los elementos. Deducir el número o índice de oxidación de cada elemento que forma parte del compuesto químico e interpretar las reglas establecidas para determinar el número de oxidación. Aplicar y experimentar diferentes métodos de igualación de ecuaciones tomando en cuenta el cumplimiento de la ley de la conservación de la masa y la energía, así como las reglas de número de oxidación en la igualación de las ecuaciones de óxido-reducción. Reconocer los elementos que intervienen en una celda galvánica y comprender el proceso de transferencia de electrones.	Texto Cuadernos Videos (sitios web) Pizarra Calculadora Materiales de laboratorio como balanza analítica o electrónica, espátula, pesamuestras, vasos de precipitación, pipeteadores, pipetas volumétricas o graduadas, agua destilada, picetas. Mandil, gafas, guantes, calculadora y tabla periódica.	I.CN.Q.5.4.1. Argumenta con fundamento científico que los átomos se unen debido a diferentes tipos de enlaces y fuerzas intermoleculares, y que tienen la capacidad de relacionarse de acuerdo a sus propiedades al ceder o ganar electrones. (I.2.)

***Adaptaciones curriculares**	
Especificación de la necesidad educativa	**Especificación de la adaptación a ser aplicada**

Cálculo del reactivo limitante en un solo paso

Se puede determinar en una determinada reacción, cuál es el reactivo limitante con tan solo 2 pasos.

Ejemplo 1:

Determine el reactivo limitante si 100 gramos de nitrógeno molecular reaccionan con 70 gramos de hidrógeno molecular como se presenta en la reacción de formación del amoníaco.

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

Los dos pasos a realizar son:

Paso 1: Transformar las cantidades iniciales a moles de reactivo.

$$100\text{g de } N_2 \times \frac{1 \text{ mol de } N_2}{28\text{g de } N_2} = 3{,}57 \text{ moles de } N_2$$

$$70\text{g de } H_2 \times \frac{1 \text{ mol de } H_2}{2\text{g de } H_2} = 35 \text{ moles de } H_2$$

Paso 2: Dividir para el coeficiente estequiométrico de la ecuación balanceada, donde el valor más pequeño corresponde al reactivo limitante.

$$\frac{3{,}57 \text{ moles de } N_2}{1} = 3{,}57$$

$$\frac{35 \text{ moles de } H_2}{3} = 17{,}5$$

Se concluye con que el reactivo limitante es el nitrógeno molecular porque es el que tiene la cantidad menor.

Esta técnica servirá para tener una optimización de tiempo en resolución de ejercicios, de modo que el determinar cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso resulta muy fácil.

Ecuación iónica neta en un solo paso

A continuación se va a realizar un método para determinar la ecuación iónica neta de un precipitado en un solo paso y de manera simplificada. Y luego, será comprobada a través del método que se explica en el texto.

Ejemplo 2:

Determinar la ecuación iónica neta de la reacción entre el bromuro de sodio (NaBr) y el nitrato de plomo (II).

Una vez que se plantea la reacción y de colocan los estados de cada reactivo o producto, procedemos a solamente fijarnos en el producto.

$$2NaBr_{(ac)} + Pb(NO_3)_{2(ac)} \rightarrow PbBr_{2(s)} + 2NaNO_{3(ac)}$$

Solamente se copia al sólido en una ecuación:

$$\rightarrow PbBr_{2(s)}$$

Se conoce que los iones del producto escrito son el Pb^{+2} y el Br^{-1}

$$Pb^{+2}{}_{(ac)} + Br^{-1}{}_{(ac)} \rightarrow PbBr_{2(s)}$$

Luego procedemos a balancear la ecuación iónica neta.

Ecuación iónica neta: $Pb^{+2}{}_{(ac)} + 2Br^{-1}{}_{(ac)} \rightarrow PbBr_{2(s)}$

Para realizar la comprobación de la ecuación iónica neta resultante del ejercicio, se puede plantear la ecuación molecular, iónica y iónica neta.

Ecuación molecular:

$$2NaBr_{(ac)} + Pb(NO_3)_{2(ac)} \rightarrow PbBr_{2(s)} + 2NaNO_{3(ac)}$$

Ecuación iónica:

$$2Na^{+1} + 2Br^{-1}_{(ac)} + Pb^{+2} + 2NO_3^{-1}{}_{(ac)} \rightarrow PbBr_{2(s)} + 2Na^{+1} + 2NO_3^{-1}(ac)$$

Ecuación iónica neta:

$$Pb^{+2}_{(ac)} + 2Br^{-1}_{(ac)} \rightarrow PbBr_{2(s)}$$

Se puede ver que en un solo paso se puede resolver este tipo de ejercicios, solamente fijándonos en el sólido y realizando el balanceo de los iones.

Cálculos estequiométricos de reacciones óxido reducción

Las reacciones de óxido reducción son reacciones en las que hay transferencia de electrones, pero también se pueden realizar conversiones a partir de gramos, moles, moléculas o rendimiento de reacción.

Ejemplo 3:

Dada la siguiente reacción de óxido reducción:

$$2MnO_4^- + 5H_2O_2 + 6H^+ \rightarrow 5O_2 + 2Mn^{+2} + 8H_2O$$

a. En 79 gramos de agua oxigenada (H_2O_2), ¿cuántas moles de agua se pueden formar?

$$79g\ H_2O_2 \times \frac{1\ mol\ H_2O_2}{34\ g\ de\ H_2O_2} \times \frac{8\ moles\ de\ H_2O}{5\ mol\ H_2O_2}$$

$$= 3{,}71\ moles\ de\ H_2O$$

b. Si tenemos 20 gramos de permanganato de sodio, ¿cuántos gramos de agua se van a producir?

$$20g\ KMnO_4 \times \frac{1\ mol\ KMnO_4}{157{,}95g\ de\ KMnO_4} \times \frac{1\ mol\ de\ MnO_4^-}{1\ mol\ KMnO_4} \times \frac{8\ mol\ de\ H_2O}{2\ mol\ MnO_4^-} \times \frac{18g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O}$$

Se van a producir 9,11 gramos de agua

Ejemplo 4:

$$2MnO_4^- + 16H^+ + 5C_2O_4^{-2} \rightarrow 2Mn^{+2} + 10CO_2 + 8H_2O$$

a. Se producen 10 gramos de CO_2 con un rendimiento del 89.26%. ¿Cuántas moles de permanganato se utilizaron inicialmente para obtener este rendimiento?

Se parte de la fórmula del rendimiento, reemplazando los datos que tenemos:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

$$89{,}25\% = \frac{10\text{ g de }CO_2}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

Rendimiento teórico = 11,20 g de CO_2

Procesos endotérmicos y exotérmicos

El calor es una forma de energía, es por eso que el calor está relacionado a la transferencia de energía, definiéndose como la transferencia de energía térmica entre dos cuerpos que están a diferentes temperaturas.

Para poder estudiar los cambios de energía relacionados a las reacciones químicas, primero se debe definir qué es un sistema, un sistema es la región específica del universo que es de interés para el estudio, y los alrededores (su entorno) son el resto del universo externo al sistema.

La termodinámica es la ciencia que estudia los intercambios de energía relacionados a los procesos físicos y a los químicos (reacciones). Una reacción puede liberar o absorber energía, y un cambio físico puede hacer lo mismo.

Procesos como la fusión y vaporización absorben energía para llevarse a cabo, por tanto son endotérmicos. En cambio en los procesos de la condensación y la congelación, se desprende energía por ende son exotérmicos.

Nombre: ______________________ Fecha: ______________

1. Se dispone de láminas de cobre y de plata y de disoluciones acuosas de concentración 1 M de sales de dichos elementos, con las que se quiere construir una pila. **Calcula** la fuerza electromotriz (fem) de la pila e indica los procesos que tienen lugar en cada uno de los electrodos, así como su polaridad.

   Datos: E^0 $(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V, E^0 $(Ag^+/Ag) = 0{,}80$ V

2. Ej: Justifica si se producirá reacción en cada uno de los casos siguientes. En caso afirmativo, escribe la reacción y, en caso contrario, explica por qué no se produce. La concentración de todas las disoluciones es de 1 mol · L^{-1}.

   a. Se introduce un trozo de cadmio en una disolución de sulfato de zinc.

   b. Se introduce un trozo de zinc en una disolución de sulfato de cadmio.

   c. Se mezcla una disolución de sulfato de zinc con una de sulfato de cadmio.

   d. Se introduce un trozo de cadmio en una disolución de ácido clorhídrico.

   Datos: E^0 $(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V, E^0 $(Cd^{2+}/Cd) = -0{,}4$ V

3. Dados los potenciales estándar de reducción E^0 (I_2/I^-) = 05,35 V y $E^0(Cl_2/\ Cl^-)$ = 1,36 V ¿cuál de las afirmaciones siguientes es correcta?

   a. El ion ioduro oxida el cloro.

   b. El ion cloruro oxida el ion ioduro.

   c. El cloro oxida el ion ioduro.

4. La precipitación selectiva de cationes es una de las aplicaciones de más interés de los equilibrios de precipitación. Una agua residual contiene 0,01 mol · L^{-1} de ion plomo (II) y 0,02 mol · L^{-1} de ion bario (II). Para precipitar selectivamente estos cationes, se añade gradualmente cromato de sodio. **Determina**:

   a. Cuál de los dos cationes precipitará primero.

   b. La concentración del primer catión cuando empiece a precipitar el segundo.

   Datos: Ks(cromato de bario) = $7{,}9 \cdot 10^{-10}$, K_s(cromato de plomo) = $1{,}3 \cdot 10^{-13}$

5. Una muestra de cinabrio, un mineral que contiene sulfuro de mercurio (II), se ataca con ácido nítrico, de modo que se obtiene monóxido de nitrógeno, sulfato de mercurio (II) y agua.

   a. **Indica** la especie oxidante y la reductora de este proceso.

   b. **Iguala** la reacción por el método del ion-electrón.

   c. **Calcula** el volumen de ácido nítrico concentrado (60 %, 1.3 g/mL) que reaccionará con una muestra de 2 g de cinabrio con un 92 % de sulfuro de mercurio (II).

   Datos: Masas atómicas: S = 32, Hg = 200,6

6. La siguiente reacción, no ajustada, se lleva a cabo en medio ácido:

   $$ZnS + HNO_3 \rightarrow ZnSO_4 + NO$$

   a. **Indica** cuál es el compuesto oxidante y cuál el reductor, así como los números de oxidación de los elementos.

b. **Ajusta** estequiométricamente la reacción en forma molecular.

c. ¿Cuántos mililitros de HNO_3,de densidad 1,5 g/mL y riqueza del 60 % en peso, se necesitarán para obtener 40,35 g de $ZnSO_4$?

Datos: Masas atómicas: H = 1, N = 14, O = 16, S = 32,06,
Zn = 65,41

7. El agua oxigenada es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) que tiene propiedades desinfectantes. La concentración de H_2O_2 se puede determinar mediante una volumetría redox, utilizando permanganato de potasio ($KMnO_4$). La ecuación de la reacción es la siguiente:

$$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2O \rightarrow MnSO_4 + 5O_2 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

a. **Indica** la especie química que se oxida y la que se reduce, así como los números de oxidación de los átomos correspondientes.

b. Para analizar una disolución de H_2O_2 se toman 5,0 mL y se comprueba que se necesitan 39,3 mL de una disolución 0,50 M de $KMnO_4$, para consumir totalmente el peróxido. Calcula la concentración de la disolución de H_2O_2, expresándola en forma de molaridad y de $g \cdot L^{-1}$.

Datos: Masas atómicas: H = 1, O = 16

8. ¿Qué sustancia es más insoluble, el cromato de bario que, a una cierta temperatura, tiene un producto de solubilidad de $1{,}2 \cdot 10^{-10}$ o el cromato de plata, con un producto de solubilidad de $2{,}5 \cdot 10^{-12}$ a la misma temperatura?

a. No se puede deducir nada sobre la solubilidad porque no se sabe a qué temperatura pertenecen los productos de solubilidad.

b. El cromato de bario es más soluble que el de plata.

c. El cromato de bario es más insoluble que el de plata.

9. En una valoración redox, el elemento que aumenta su estado de oxidación:

a. Pertenece a la especie oxidante.

b. Pertenece a la especie reductora.

c. Gana electrones.

10. En la celdas electrolíticas, el ánodo es el electrodo:

a. Negativo, en el que se produce la oxidación.

b. Positivo, en el que se produce la oxidación.

c. Negativo, en el que se produce la reducción.

11. El estado de oxidación más probable para el elemento con número atómico 12 es:

a. +2 b. −2 c. +4

12. En una reacción redox, el oxidante:

a.Cede electrones al reductor, que se oxida.

b. Recibe electrones del reductor, que se oxida.

c. Cede electrones al reductor, que se reduce.

13. Considerando los siguientes potenciales estándar de reducción:

$E^0 (Zn^{2+}/Zn) = -0,76$ V y $E^0 (Cu^{2+}/Cu) = 0,34$ V,

¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

a. El Zn metálico oxida el Cu^{2+}.

b. Una pila formada por estos electrodos siempre tendrá una fem de 1,1 V.

c. En una pila formada por estos dos electro-dos, en el ánodo se producirá la oxidación del Zn.

14. Si el producto de solubilidad de dos especies químicas AB_2 y XY es, a una cierta temperatura, $4 \cdot 10^{-8}$, se puede asegurar que:

a. La solubilidad de la especie XY es $2 \cdot 10^{-4}$ M.

b. La solubilidad de las dos especies químicas es idéntica.

c. En equilibrio, la concentración de A^{2+} es el doble de la de B.

15. En una celda electrolítica:

a. El polo positivo es el cátodo, donde se produce la reducción.

b. El polo negativo es el cátodo, donde se produce la oxidación.

c. El polo positivo es el ánodo, donde se produce la oxidación.

16. En una valoración redox, la especie oxidante:

a. Aumenta su estado de oxidación.

b. Disminuye su estado de oxidación.

c. Cede electrones a la especie reductora.

17. En la electrólisis del cloruro de sodio fundido:

a. El sodio se reduce en el polo negativo.

b. En el cátodo se produce un gas.

c. Las dos semireacciones se producen de forma espontánea.

18. En la celdas electrolíticas, el ánodo es el electrodo:

a. Negativo, en el que se produce la oxidación.

b. Positivo, en el que se produce la oxidación.

c. Negativo, en el que se produce la reducción.

19. El estado de oxidación más probable para el elemento con número atómico 12 es:

a. +2

b. –2

c. +4

20. En una reacción redox, el oxidante:

a. Cede electrones al reductor, que se oxida.

b. Recibe electrones del reductor, que se oxida.

c. Cede electrones al reductor, que se reduce.

21. Considerando los siguientes potenciales estándar de reducción:

$E^0 (Zn^{2+} / Zn) = -07{,}6$ V y $E^0 (Cu^{2+}/ Cu) = 03{,}4$ V,
¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

a. El Zn metálico oxida el Cu^{2+}.

b. Una pila formada por estos electrodos siempre tendrá una fem de 1,1 V.

c. En una pila formada por estos dos electrodos, en el ánodo se producirá la oxidación del Zn.

22. Si el producto de solubilidad de dos especies químicas AB_2 y XY es, a una cierta temperatura, $4 \cdot 10^{-8}$, se puede asegurar que:

a. La solubilidad de la especie XY es $2 \cdot 10^{-4}$ M.

b. La solubilidad de las dos especies quími-cas es idéntica.

c. En equilibrio, la concentración de A^2+ es el doble de la de B.

23. En una celda electrolítica:

a. El polo positivo es el cátodo, donde se produce la reducción.

b. El polo negativo es el cátodo, donde se produce la oxidación.

c. El polo positivo es el ánodo, donde se produce la oxidación.

24. En una valoración redox, la especie oxidante:

a. Aumenta su estado de oxidación.

b. Disminuye su estado de oxidación.

c. Cede electrones a la especie reductora.

25. En la electrólisis del cloruro de sodio fundido:

a. El sodio se reduce en el polo negativo.

b. En el cátodo se produce un gas.

c. Las dos semireacciones se producen de forma espontánea.

Solucionario

1. Se dispone de láminas de cobre y de plata y de disoluciones acuosas de concentración 1 M de sales de dichos elementos, con las que se quiere construir una pila.

   Calcula la fuerza electromotriz (fem) de la pila e indica los procesos que tienen lugar en cada uno de los electrodos, así como su polaridad.

   Datos: E^0 $(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V, E^0 $(Ag^+/Ag) = 0{,}80$ V2.

   Al observar los valores de los potenciales estándar de reducción del cobre y la plata, se puede deducir que, para que el proceso sea espontáneo y la pila funcione, los elementos de la pila deben disponerse como sigue:

   $Cu\ Cu^{2+}(1M)\ ||\ Ag^+(1\ M)\ |\ Ag$

$E^0_{pila} = E^0\ (Ag^+/Ag) - E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}46V$

   Los procesos que tendrán lugar en los electrodos serán:

ánodo (electrodo negativo):

   $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

cátodo (electrodo positivo): $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

2. Justifica si se producirá reacción en cada uno de los casos siguientes. En caso afirmativo, escribe la reacción y, en caso contrario, explica por qué no se produce. La concentración de todas las disoluciones de 1 mol · L^{-1}.

   a. Se introduce un trozo de cadmio en una disolución de sulfato de zinc.

   b. Se introduce un trozo de zinc en una disolución de sulfato de cadmio.

   c. Se mezcla una disolución de sulfato de zinc con una de sulfato de cadmio.

   d. Se introduce un trozo de cadmio en una disolución de ácido clorhídrico.

Datos: E^0 $(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V, E^0 $(Cd^{2+}/Cd) = -0{,}4$ V

Para que los procesos descritos puedan producirse el potencial estándar del proceso debe ser positivo:

a. $Cd(s) + ZnSO_4\ (aq) \rightarrow CdSO_4\ (aq) + Zn\ (s)$
   $E^0 = E^0(Zn^{2+}/Zn) - E^0(Cd^{2+}/Cd) =$
   $-0{,}76 - (-0{,}4) < 0.$ ⇒ No se produce.

b. $Zn(s) + CdSO_4\ (aq) \rightarrow ZnSO^4\ (aq) + Cd\ (s)$
   $E^0 = E^0(Cd^2+/Cd) - E^0(Zn^2+/Zn) =$
   $-0{,}4 - (-0{,}76) > 0.$ ⇒ Sí se produce.

c. $ZnSO_4 + CdSO_4\ (aq)$ ⇒ No se produce ningún tipo de reacción redox.

d. $Cd(s) + 2\ HCl\ (aq) \rightarrow CdCl_2\ (aq) + H_2(g)$
   $E^0 = E^0(H^+/H^2) - E^0(Cd^{2+}/Cd) = 0 - (-0{,}4) > 0.$ ⇒ Sí se produce.

Solucionario

3. Dados los potenciales estándar de reducción E^0 (I_2/I^-) = 0,535 V y E^0 Cl_2/Cl^- = 1,36V, ¿cuál de las afirmaciones siguientes es correcta?

 a) El ion ioduro oxida el cloro.

 b) El ion cloruro oxida el ion ioduro.

 c) El cloro oxida el ion ioduro.

4. La precipitación selectiva de cationes es una de las aplicaciones de más interés de los equilibrios de precipitación. Una agua residual contiene 0,01 mol · L^{-1} de ion plomo (II) y 0,02 mol · L^{-1} de ion bario (II). Para precipitar selectivamente estos cationes, se añade gradualmente cromato de sodio. Determina:

 a. Cuál de los dos cationes precipitará primero.

 b. La concentración del primer catión cuando empiece a precipitar el segundo.

 Datos: Ks(cromato de bario) = 7,9 · 10^{-10}, Ks(cromato de plomo) = 1,3 · 10^{-13}

 a. Los equilibrios de precipitación que hay que considerar son:

$$PbCrO_4(s) \rightleftarrows Pb^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$
$$[\ ]_0 \quad 0{,}01$$
$$BaCrO_4(s) \rightleftarrows Ba^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$
$$[\ ]_0 \quad 0{,}022$$

El cromato que precipitará primero será aquel que necesite menor concentración de aniones para que el producto de concentraciones sea superior a la constante de equilibrio:

$$PbCrO_4(s) \rightleftarrows Pb^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$
$$Q_0 = [Pb^{2+}]_{00} \cdot [CrO_4^{2-}]_0 > K_s$$
$$[CrO_4^{2-}]_0 > \frac{1{,}3 \cdot 10^{-13}}{0\ 01} \Rightarrow [CrO_4^{2-}]_0 > 1{,}3 \cdot 10^{-11} M$$

$$BaCrO_4(s) \rightleftarrows Ba^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$
$$Q_0 = [Ba^{2+}]_0 \cdot [CrO_4^{2-}]_0 > K_s$$
$$[CrO_4^{2-}]_0 > \frac{7{,}9 \cdot 10^{-10}}{0{,}02} \Rightarrow [CrO_4^{2-}]_0 > 3{,}95 \cdot 10^{-8}\ M$$

En este caso, precipitará primero el catión plomo (II).

b. Cuando empiece a precipitar el catión bario (II), CrO^{2-}_4) = 3,95 · 10^{-8} M. Por tanto, para el primer catión deberá cumplirse el producto de solubilidad:

$$PbCrO_4(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + CrO^{2-}_4(aq)$$
$$k_2 = [Pb^{2+}] \cdot [CrO^{2-}_4\}$$
$$[Pb^{2+}] = \frac{1{,}3 \cdot 10^{-13}}{3{,}95 \cdot 10^{-8}} = 3{,}3 \cdot 10^{-6} M$$

Recurso para la evaluación

5. Una muestra de cinabrio, un mineral que contiene sulfuro de mercurio (II), se ataca con ácido nítrico, de modo que se obtiene monóxido de nitrógeno, sulfato de mercurio (II) y agua.

   a. Indica la especie oxidante y la reductora de este proceso.

   b. Iguala la reacción por el método del ion-electrón.

   c. Calcula el volumen de ácido nítrico concentrado (60%, 1,3 g/mL) que reaccionará con una muestra de 2 g de cinabrio con un 92 % de sulfuro de mercurio (II).

   Datos: Masas atómicas: S = 32, Hg = 200,6

12.a. La reacción sin ajustar puede escribirse:

$$HgS\,(s) + HNO_3\,(aq) \rightarrow NO\,(g) + HgSO_4\,(aq) + H_2O(l)$$

Puede apreciarse como el ion nitrato oxida el ion sulfuro a ion sulfato, reduciéndose a monóxido de nitrógeno. La especie oxidante es el ácido nítrico, y la especie reductora, el sulfuro de mercurio (II).

b. Se escriben y se ajustan en masa y carga las dos semirreacciones:

Oxidación: $S^{2-} + 4H_2O \rightarrow SO^{2-}{}_4 + 8H^+ + 8e^-$

Reducción: $NO^-{}_3 + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$

Se combinan linealmente las dos semireacciones de manera que, al sumarlas, los electrones de la oxidación sean los requeridos para la reducción. En este caso, se multiplica por 3 la semirreacción de oxidación y por 8 la de reducción, con el siguiente resultado de la suma:

$$3\,S^{2-} + 8\,NO_3^- + 8H^+ \rightarrow 3SO_4^{2-} + 8\,NO + 4\,HO_2$$

Transportando los coeficientes estequiométricos de la ecuación iónica a la molecular, se escribe:

$$3HgS + 8\,HNO_3 \rightarrow 8NO + 3HgSO_4 + 4H_2O$$

c. $$2\text{ g cinabrio} \times \frac{92\text{ g HgS}}{100\text{ g cinabrio}} \times \frac{1\text{ mol HgS}}{232{,}6\text{ g HgS}} \times \frac{8\text{ mol HNO}_3}{3\text{ mol HgS}} \times \frac{63\text{ g HNO}_3}{1\text{ mol HNO}_3} \times \frac{100\text{ g dis. conc.}}{60\text{ g HNO}_3} \times \frac{1\text{ mL dis. conc.}}{1{,}3\text{ g dis. conc.}} =$$

$$1{,}7\text{ mL disolución concentrada}$$

6. La siguiente reacción, no ajustada, se lleva a cabo en medio ácido:

$$ZnS + HNO_3 \rightarrow ZnSO_4 + NO$$

   a. Indica cuál es el compuesto oxidante y cuál el reductor, así como los números de oxidación de los elementos.

   b. Ajusta estequiométricamente la reacción en forma molecular.

   c. ¿Cuántos mililitros de HNO_3, de densidad 1,5 g/mL y riqueza del 60 % en peso, se necesitarán para obtener 40,35 g de $ZnSO_4$?

   Datos: Masas atómicas: H = 1, N = 14, O = 16, S = 32,06
   Zn = 65,41

Para determinar las especies oxidante y reductora, indicamos cuáles son los números de oxidación de los elementos:

$$\overset{+2}{Zn}\overset{-2}{S} + \overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} \rightarrow \overset{+2}{Zn}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + \overset{+2}{N}\overset{-2}{O}$$

Por lo tanto, la especie oxidante es HNO_3, y la especie reductora, ZnS.

b. Para realizar el ajuste estequiométrico, se ajustan por separado las semirreacciones de oxidación y de reducción, empleando el método del ión-electrón:

Semirreación reducción: $(3H^+ HNO_3 + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O) \times 8$

Semirreación oxidación: $(4H_2O + ZnS \rightarrow ZnSO_4 + 8H^+ + 8e^-) \times 3$

Reacción global: $8NO_3 + 3ZnS \rightarrow 8NO + 3ZnSO_4 + 4H_2O$

c. Primero se calcula el número de moles que representan $40{,}35$ g de $ZnSO_4$:

$$40{,}35g\ ZnSO_4 \cdot \frac{1\ mol\ ZnSO_4}{161{,}47\ g}$$

$$= 0{,}25\ moles\ ZnSO_4$$

A continuación, se calcula el volumen de disolución de HNO_3 necesaria para obtener este número de moles de $ZnSO_4$:

$$0{,}25\ moles\ ZnSO_4 \cdot \frac{8molHNO_3}{3mol\ ZnSO_4} \cdot \frac{63\ g\ HNO_3}{1mol\ HNO_3} \cdot \frac{100\ g\ disolión}{60\ g\ HNO_3} \cdot \frac{1\ mL\ disolución}{1{,}5\ g\ disolución}$$

$$= 46{,}67\ mL$$

7. El agua oxigenada es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) que tiene propiedades desinfectantes. La concentración de H_2O_2 se puede determinar mediante una volumetría redox, utilizando permanganato de potasio ($KMnO_4$). La ecuación de la reacción es la siguiente:

$$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2O \rightarrow 2MnSO_4 + 5O_2 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

a. Indica la especie química que se oxida y la que se reduce, así como los números de oxidación de los átomos correspondientes.

b. Para analizar una disolución de H_2O_2 se toman 5,0 mL y se comprueba que se necesitan 39,3 mL de una disolución 0,50 M de $KMnO_4$, para consumir totalmente el peróxido. Calcula la concentración de la disolución de H_2O_2, expresándola en forma de molaridad y de $g \cdot L^{-1}$.

Datos: Masas atómicas: H = 1, O = 16

a. A partir de la ecuación química, se determinan las especies que se oxidan y se reducen:

$$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2O \rightarrow 2MnSO_4 + 5O_2 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

La especie que se oxida es: $H_2O_2^{\,0} + O_2^{-1}$. El oxígeno pasa de número de oxidación −1 a 0.

La especie que se reduce es: $MnO_4 \rightarrow Mn^{2+}$. El manganeso pasa de número de oxidación +7 a +2.

b. Se determina la molaridad de H_2O_2 a partir del volumen consumido (39,3 mL) de $KMnO_4$ 0,50 M:

$$39{,}3\ 10^{-3}\ LKMnO_4 \cdot \frac{0{,}50\ mol\ KMnO_4}{L} \cdot \frac{5\ mol\ H_2O_2}{2mol\ KMnO_4} \cdot \frac{1}{5{,}0 \cdot 10^{-3}\ L}$$

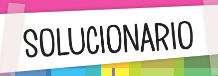
$$= 9{,}83\ MH_2O_2$$

A partir de la molaridad, para expresar la concentración en $g \cdot L^{-1}$, se calcula primero la masa molar del H_2O_2:

$$M\ (H_2O_2) = 34\ g \cdot mol^{-1}$$

$$9{,}83\ \frac{mol}{L} \cdot 34\ \frac{g}{mol} = 334{,}22\ \frac{g}{L}\ H_2O_2$$

Recurso para la evaluación



8. ¿Qué sustancia es más insoluble, el cromato de bario que, a una cierta temperatura, tiene un pro-ducto de solubilidad de $1,2 \cdot 10^{-10}$ o el cromato de plata, con un producto de solubilidad de $2,5 \cdot 10^{-12}$ a la misma temperatura?

   a. No se puede deducir nada sobre la solubilidad porque no se sabe a qué temperatura pertenecen los productos de solubilidad.

   b. El cromato de bario es más soluble que el de plata.

   c. El cromato de bario es más insoluble que el de plata.

9. En una valoración redox, el elemento que aumenta su estado de oxidación:

   a. Pertenece a la especie oxidante.

   b. Pertenece a la especie reductora.

   c. Gana electrones.

19. En la celdas electrolíticas, el ánodo es el electrodo:

   a. Negativo, en el que se produce la oxidación.

   b. Positivo, en el que se produce la oxidación.

   c. Negativo, en el que se produce la reducción.

20. El estado de oxidación más probable para el elemento con número atómico 12 es:

   a. +2

   b. –2

   c. +4

21. En una reacción redox, el oxidante:

   a. Cede electrones al reductor, que se oxida.

   b. Recibe electrones del reductor, que se oxida.

   c. Cede electrones al reductor, que se reduce.

22. Considerando los siguientes potenciales estándar de reducción:

$E^0\ (Zn^{2+} / Zn) = -0,76\ V$ y $E^0\ (Cu^{2+}/ Cu) = 0,34\ V$,

¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

a. El Zn metálico oxida el Cu^{2+}.

b. Una pila formada por estos electrodos siempre tendrá una fem de 1,1 V.

c. En una pila formada por estos dos electrodos, en el ánodo se producirá la oxidación del Zn.

23. Si el producto de solubilidad de dos especies químicas AB_2 y XY es, a una cierta temperatura, $4 \cdot 10^{-8}$, se puede asegurar que:

a. La solubilidad de la especie XY es $2 \cdot 10^{-4}$ M.

b. La solubilidad de las dos especies químicas es idéntica.

c. En equilibrio, la concentración de $A^{2}+$ es el doble de la de B.

24. En una celda electrolítica:

a. El polo positivo es el cátodo, donde se produce la reducción.

b. El polo negativo es el cátodo, donde se produce la oxidación.

c. El polo positivo es el ánodo, donde se pro-duce la oxidación.

25. En una valoración redox, la transferencia de lectrones ocurre del ánodo al cátodo. Si el ánodo corresponde a la especie oxidante, a qué opción correspondería el enunciado correcto:

a. Aumenta su estado de oxidación.

b. Disminuye su estado de oxidación.

c. Cede electrones a la especie reductora.

26. En la electrólisis del cloruro de sodio fundido, se separa mediante trasnferencia de electrones el cloruro de sodio:

a. El sodio se reduce en el polo negativo.

b. En el cátodo se produce un gas.

c. Las dos semireacciones se producen de forma espontánea.

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

CE.CN.Q.5.4. Argumenta con fundamento científico que los átomos se unen debido a diferentes tipos de enlaces y fuerzas intermoleculares y que tienen la capacidad de relacionarse de acuerdo a sus propiedades al ceder o ganar electrones.

Destrezas con criterios de desempeño

CN.Q.5.1.8. Deducir y explicar la unión de átomos por su tendencia a donar, recibir o compartir electrones para alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano, según la teoría de Kössel y Lewis.

CN.Q.5.1.9. Observar y clasificar el tipo de enlaces químicos y su fuerza partiendo del análisis de la relación existente entre la capacidad de transferir y compartir electrones y la configuración electrónica, con base en los valores de la electronegatividad.

CN.Q.5.1.10. Deducir y explicar las propiedades físicas de compuestos iónicos y covalentes desde el análisis de su estructura y el tipo de enlace que une a los átomos, así como de la comparación de las propiedades de sustancias comúnmente conocidas.

CN.Q.5.1.11. Establecer y diferenciar las fuerzas intermoleculares partiendo de la descripción del puente de hidrógeno, fuerzas de London y de Van der Walls, y dipolo-dipolo.

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora, activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los estudiantes:

- Aplicar la técnica de lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y comprensión de los contenidos.
- Aplicar las técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el docente hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Aplicación:

Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:

- Actividades de Experimentación:
- Actividades de Evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: Resumen, Para finalizar, Alto en el camino.

BANCO DE PREGUNTAS

1. Los elementos libres son asignados con un número de oxidación de 0. ¿Cuál de los siguientes enunciados son incorrectos?

El número de oxidación del sodio en el metal sodio es 0

Los iones no pueden tener un número de oxidación de 0

El número de oxidación del hidrógeno en el hidrógeno molecular (H_2) es 0

El número de oxidación del calcio en el ion calcio (Ca^{2+}) es 0

2. El número de oxidación en un ion monoatómico es igual a la carga del ion. ¿Cuál de los siguientes enunciados son correctos?

Cada átomo tiene solo un número de oxidación

La oxidación del fluoruro es 0

El número de oxidación del ion hidronio (OH-) es -1

El número de oxidación del aluminio en el ion Al^{3+} es +3

3 Dada la reacción ZnO+X+calor -> Zn+XO. ¿Cuál elemento representado por X se usa industrialmente para reducir de ZnO a Zn?

Cu

C

SN

Pb

4. ¿Cuál sustancia funciona como un electrolito en la batería de un automóvil?

PbO_2

$PbSO_4$

H_2SO_4

H_2O

5. Dada la siguiente reacción para la batería de niquel-cadmio:

2NiOH+Cd+2H2O-> 2Ni(OH)2+Cd(OH)2

¿Qué especies se oxidan durante la descarga de la batería?

Ni^{3+}

Ni^{2+}

Cd

Cd^{2+}

1. Los elementos libres son asignados con un número de oxidación de 0. ¿Cuál de los siguientes enunciados son incorrectos?

El número de oxidación del sodio en el metal sodio es 0

Los iones no pueden tener un número de oxidación de 0

El número de oxidación del hidrógeno en el hidrógeno molecular (H_2) es 0

El número de oxidación del calcio en el ion calcio (Ca^{2+}) es 0

2. El número de oxidación en un ion monoatómico es igual a la carga del ion. ¿Cuál de los siguientes enunciados son correctos?

Cada átomo tiene solo un número de oxidación

La oxidación del fluoruro es 0

El número de oxidación del ion hidronio (OH-) es -1

El número de oxidación del aluminio en el ion Al^{3+} es +3

3 Dada la reacción ZnO+X+calor -> Zn+XO. ¿Cuál elemento representado por X se usa industrialmente para reducir de ZnO a Zn?

Cu

C

SN

Pb

4. ¿Cuál sustancia funciona como un electrolito en la batería de un automóvil?

PbO_2

$PbSO_4$

H_2SO_4

H_2O

5. Dada la siguiente reacción para la batería de niquel-cadmio:

2NiOH+Cd+2H2O-> 2Ni(OH)2+Cd(OH)2

¿Qué especies se oxidan durante la descarga de la batería?

Ni^{3+}

Ni^{2+}

Cd

Cd^{2+}

Mapas mentales

La cantidad de nuevos conceptos algunas veces puede ser complicada el aprendizaje, sin embargo, dada la trascendencia de los temas, muchas veces es bueno observar todo de un modo general para así comprender cada uno de los temas.

El objetivo de los mapas mentales es resumir los temas de un modo generar a partir de varias ideas que son propias. El objetivo de un mapa mental es optimización en el tiempo de estudio. La consolidación de conocimientos y el ahorro de horas de estudio son consecuencias de un buen mapa mental.

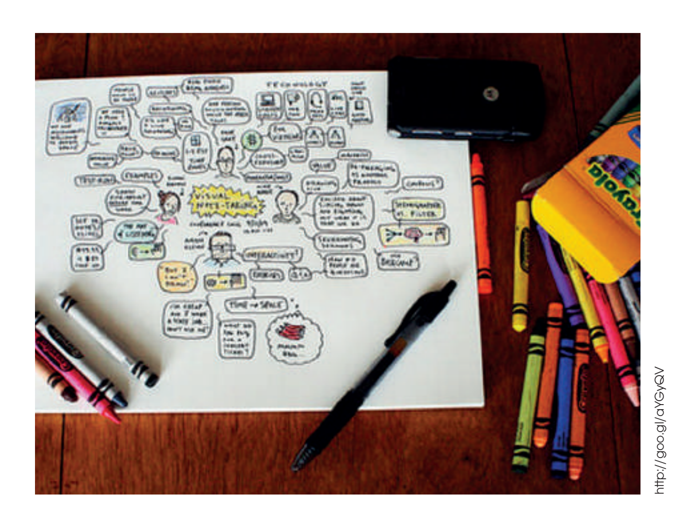


http://goo.gl/Vv3zbd

Para realizar un mapa mental, se debe colocar la idea general en el medio de la hoja, y se debe ir colocando los subtemas alrededor de la idea central, y así sucesivamente con los subtemas y demás. La recomendación es realizar la idea, los temas, subtemas y demás de diferentes colores con el fin de poder distinguir a una idea o tema general de una específica.

Mapas conceptuales

Una manera concreta que se puede utilizar para temas que no son muy largos, se llaman los mapas conceptuales. En ellos, se puede colocar como se desglosan ideas a partir de



http://goo.gl/aYGyQV

una idea general. Esto ayuda al entendimiento general de los conceptos nuevos y a la memorización de nuevos temas.

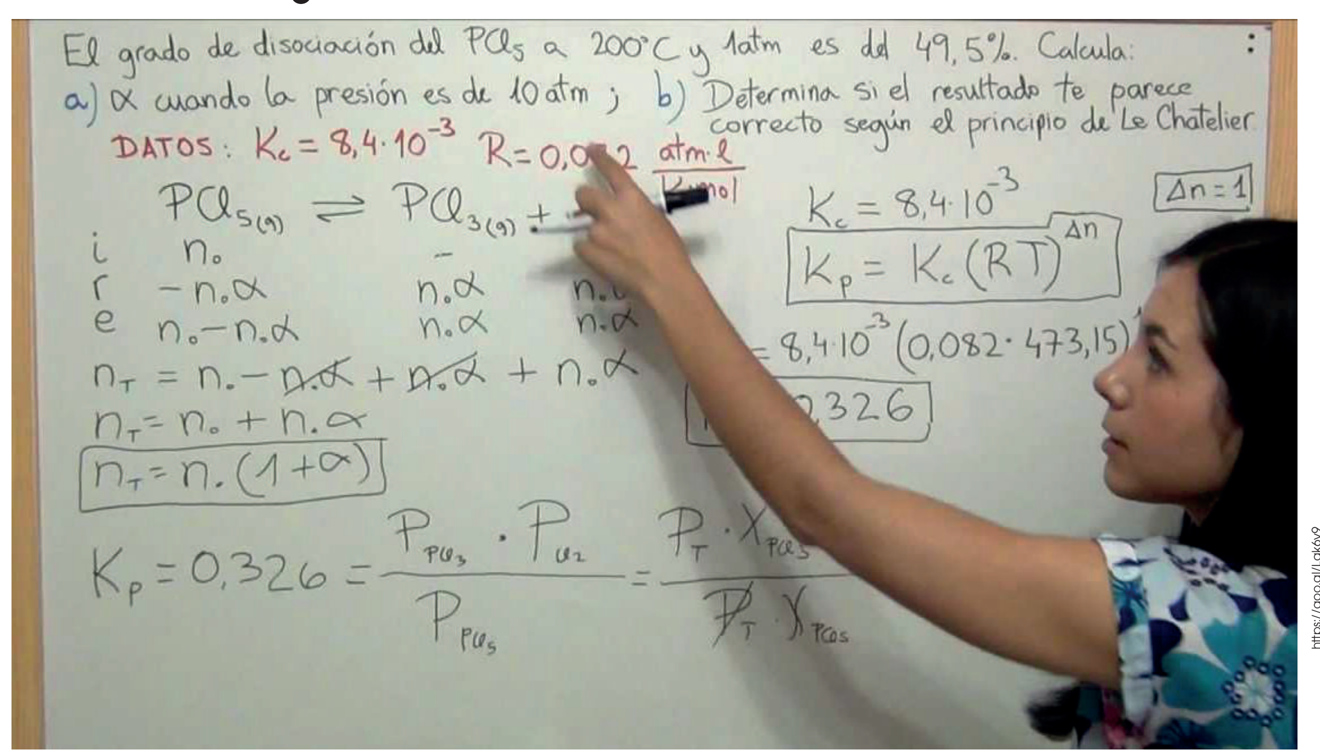
Incluso, se pueden colocar conceptos, ideas, fotos con diferentes colores para facilitar la memorización de los conceptos.

En el caso de química un ejemplo de mapa conceptual de la materia es:



http://goo.gl/syVeJl

Técnica de diálogo simultáneo



https://goo.gl/Lqk6v9

Es una técnica que se utiliza entre un grupo de personas, el cual puede ser moderado por el docente o por un miembro del grupo. Es un espacio para socializar, intercambiar ideas y opiniones respecto a un tema, con el fin de reflexionar, relacionar contenido y obtener conclusiones de manera conjunta. Consiste en el que el moderador introduce el tema, incluso puede proponer reglas como, por ejemplo, cuando el moderador concede la palabra, el miembro del grupo puede hablar. Se recomienda, que se vaya tomando nota de lo más relevante que surjan de las ideas del grupo y que se de lectura cuando se haya finalizado el diálogo simultáneo.

Ejercicios

Una de las principales formas de asimilar los conceptos de química, es a partir de la realización de ejercicios. Esto no solo ayuda a consolidar la teoría, sino también ayuda a desarrollar criterio y a aplicar conceptos. La resolución de casos prácticos ayuda a asimilar, entender y profundizar los conocimientos de manera sencilla. Especialmente cuando se involucran números, la clave es la realización de varios ejercicios. Sin embargo, estos también pueden ser teóricos, y es aquí cuando asimilamos y asociamos conceptos o desarrollamos más nuestro pensamiento.

Los casos aplicados a la vida diaria o los de realidad nacional, ayudan a comprender la importancia de la química en general, e incluso puede consolidar temas anteriormente abordados. Una sugerencia que se puede hacer es que entre los estudiantes formen grupos de estudio, enfocados a la resolución de ejercicios, incluso ellos pueden proponer ejercicios para intercambiar con sus compañeros. Todo esto se verá reflejado en el desempeño académico de los estudiantes.



Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película antes de abordar los temas.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar, y determinar en qué grado se deben estudiar en función de los conocimientos previos de los estudiantes.



Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

  Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o lean completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

- Folio

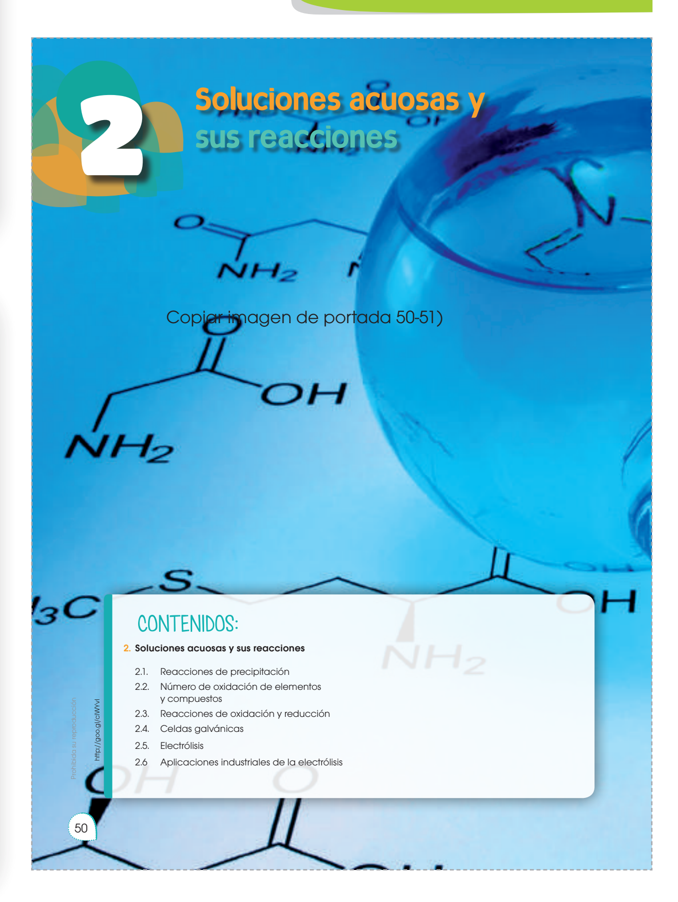
  Se puede hacer un folio giratorio, en el cual se expongan las ideas y opiniones acerca de la noticia, web y película.



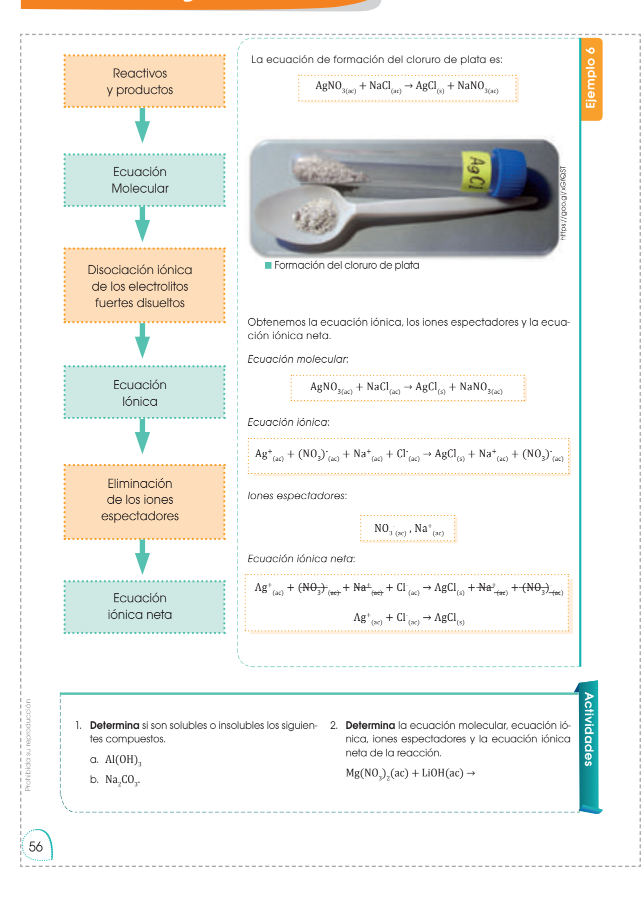
Solucionario

1. Dentro de los alimentos hay químicos. Riesgo de que te causen daño.
2. Químico famoso por sus investigaciones.
3. Una reacción está compuesta por reactivos que producen productos. Se pueden clasificar según lo que produzcan.

Página 50



Página 56



Reactivos y productos → Ecuación Molecular → Disociación iónica de los electrolitos fuertes disueltos → Ecuación Iónica → Eliminación de los iones espectadores → Ecuación iónica neta

Ejemplo 6

La ecuación de formación del cloruro de plata es:

$$AgNO_{3(ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(ac)}$$

Formación del cloruro de plata

Obtenemos la ecuación iónica, los iones espectadores y la ecuación iónica neta.

Ecuación molecular:

$$AgNO_{3(ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(ac)}$$

Ecuación iónica:

$$Ag^{+}_{(ac)} + (NO_3)^{-}_{(ac)} + Na^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + Na^{+}_{(ac)} + (NO_3)^{-}_{(ac)}$$

Iones espectadores:

$$NO_3^{-}{}_{(ac)}, Na^{+}_{(ac)}$$

Ecuación iónica neta:

$$Ag^{+}_{(ac)} + \cancel{(NO_3)^{-}_{(ac)}} + \cancel{Na^{+}_{(ac)}} + Cl^{-}_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + \cancel{Na^{+}_{(ac)}} + \cancel{(NO_3)^{-}_{(ac)}}$$

$$Ag^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)}$$

Actividades

1. **Determina** si son solubles o insolubles los siguientes compuestos.
   a. $Al(OH)_3$
   b. Na_2CO_3.
2. **Determina** la ecuación molecular, ecuación iónica, iones espectadores y la ecuación iónica neta de la reacción.
   $Mg(NO_3)_2(ac) + LiOH(ac) \rightarrow$

56

Orientación didáctica

- Comprende la razón de las propiedades de los compuestos solubles e insolubles.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Solucionario

1. a. $Al(OH)_3$ = Insoluble

   b. Na_2CO_3 = Soluble

2. $Mg(NO_3)_{2(ac)} + 2LiOH_{(ac)} \rightarrow 2LiNO_{3(ac)} + Mg(OH)_{(S)}$

   $Mg^{2+}{}_{(ac)} + 2NO_{3(ac)} + 2Li^{+}{}_{(ac)} + 2OH^{-}{}_{(ac)} \rightarrow 2Li^{+}{}_{(ac)} + 2NO_3^{-}{}_{(ac)} + Mg(OH)_{2(s)}$

   Iones espectadores: $NO_3^{-}{}_{(ac)}$ y $Li^{+}{}_{(ac)}$

   Ecuación iónica neta:

   $Mg^{2+}{}_{(ac)} + 2OH^{-}{}_{(ac)} \rightarrow Mg(OH)_{2(s)}$

Orientación didáctica

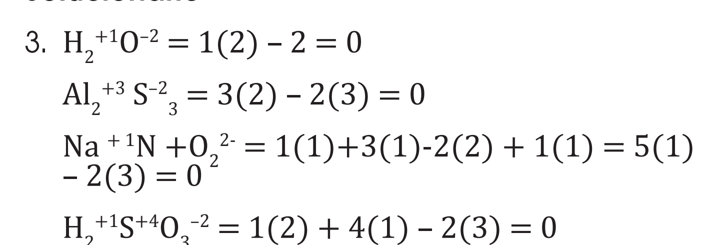
- Comprende el concepto de número de oxidación, transferencia de electrones.
- Distingue entre cargas positivas y negativas.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realizar un intercambio de ideas

  Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o lean completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

Solucionario



3. $H_2^{+1}O^{-2} = 1(2) - 2 = 0$

   $Al_2^{+3}\,S^{-2}_3 = 3(2) - 2(3) = 0$

   $Na^{+1}N + O_2^{2-} = 1(1) + 3(1) - 2(2) + 1(1) = 5(1) - 2(3) = 0$

   $H_2^{+1}S^{+4}O_3^{-2} = 1(2) + 4(1) - 2(3) = 0$

   $Sr^{+2}\,Mn^{+6}\,O-^{2}_4 = 2(1) + 6(1) - 2(4) = 0$

   $Al^{+3}P^{+5}O^{-2}_3 = 3(1) + 5(1) - 2(4) = 0$

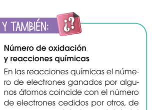
   $Rb^{+1}3B^{+3}O^{-2}_3 = 1(3) + 3(1) - 2(3) = 0$

   $I^{+5}\,O^{-2}_3 = 5(1) - 2(3) = -1$

   $Si^{+4}O^{-2}_3 = 4(1) - 2(3) = -2$

   $P^{+3}O^{-2}_3 = 3(1) - 2(3) = -3$

Página 58



Número de oxidación y reacciones químicas

En las reacciones químicas el número de electrones ganados por algunos átomos coincide con el número de electrones cedidos por otros, de manera que el balance total del cambio es cero.

Determinación del número de oxidación

Debemos tener en cuenta las siguientes reglas:

- Los átomos de los elementos que no forman parte de un compuesto químico tienen número de oxidación cero, 0, incluso cuando forman moléculas o estructuras poliatómicas, como N_2.
- El número de oxidación de un ion monoatómico es su propia carga; así, Na^+ tiene un número de oxidación de + 1 y Cl^-, -1.
- El oxígeno emplea comúnmente el número de oxidación -2.
- El hidrógeno utiliza habitualmente el número de oxidación +1. Solo en los hidruros utiliza el número de oxidación -1.
- La suma algebraica de todos los números de oxidación de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser cero.
- En los iones poliatómicos esta suma debe ser igual a la carga total, positiva o negativa, del ion.

Puesto que el oxígeno y el hidrógeno forman parte de muchos compuestos, la asignación de sus números de oxidación permite determinar el número de oxidación de los otros elementos del compuesto.

Ejemplo 7

Determinemos los siguientes números de oxidación: a) del azufre en el dióxido de azufre, SO_2^-; b) del nitrógeno en el ácido nítrico, HNO_3^-; c) del azufre en el sulfato de potasio, $K_2SO_4^-$; d) del carbono en el ion carbonato, CO_3^{2-}; e) del cloro en el ion perclorato, ClO_4^-.

a. El oxígeno tiene número de oxidación −2, llamamos *x* al número de oxidación del azufre y aplicamos la regla dada:

   $\overset{x\;-2}{SO_2}$ $\quad x + 2(-2) = 0 \quad$ de donde $x = +4$

b. El hidrógeno tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, −2. Llamamos *x* al del nitrógeno y, a continuación, aplicamos la regla:

   $\overset{+1}{H}\overset{x}{N}\overset{-2}{O_3}$ $\quad +1 + x + 3(-2) = 0 \quad$ de donde $x = +5$

c. El potasio tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, −2. Llamamos *x* al del azufre y procedemos como antes:

   $\overset{+1}{K_2}\overset{x\;-2}{SO_4}$ $\quad 2(+1) + x + 4(-2) = 0 \quad$ de donde $x = +6$

d. La carga total del ion carbonato es −2. Por tanto:

   $\overset{x\;-2}{CO^{2-}_3}$ $\quad x + 3(-2) = -2 \quad$ de donde $x = +4$

e. Carga total del ion perclorato −1

   $\overset{x\;-2}{ClO^-_4}$ $\quad x + 4(-2) = -1 \quad$ de donde $x = +7$

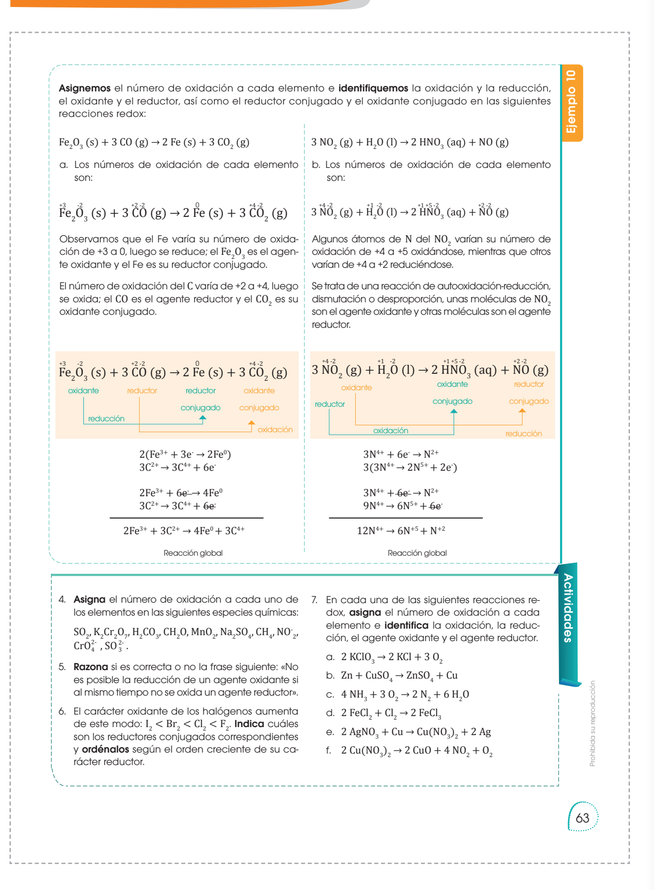
Actividades

3. **Determina** el número de oxidación de cada elemento en las siguientes especies químicas moleculares o iónicas:

   $H_2O, Al_2S_3, NaNO_2, H_2SO_3, SrMnO_4, AlPO_4, Rb_3BO_3, IO^-_3, SiO^{2-}_3, PO^{3-}_3$



Página 63



Ejemplo 10

Asignemos el número de oxidación a cada elemento e **identifiquemos** la oxidación y la reducción, el oxidante y el reductor, así como el reductor conjugado y el oxidante conjugado en las siguientes reacciones redox:

$Fe_2O_3\ (s) + 3\ CO\ (g) \rightarrow 2\ Fe\ (s) + 3\ CO_2\ (g)$

a. Los números de oxidación de cada elemento son:

$\overset{+3}{Fe}_2\overset{-2}{O}_3\ (s) + 3\ \overset{+2}{C}\overset{-2}{O}\ (g) \rightarrow 2\ \overset{0}{Fe}\ (s) + 3\ \overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_2\ (g)$

Observamos que el Fe varía su número de oxidación de +3 a 0, luego se reduce; el Fe_2O_3 es el agente oxidante y el Fe es su reductor conjugado.

El número de oxidación del C varía de +2 a +4, luego se oxida; el CO es el agente reductor y el CO_2 es su oxidante conjugado.

$\overset{+3}{Fe}_2\overset{-2}{O}_3\ (s) + 3\ \overset{+2}{C}\overset{-2}{O}\ (g) \rightarrow 2\ \overset{0}{Fe}\ (s) + 3\ \overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_2\ (g)$

$2(Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow 2Fe^0)$
$3C^{2+} \rightarrow 3C^{4+} + 6e^-$

$2Fe^{3+} + 6e^- \rightarrow 4Fe^0$
$3C^{2+} \rightarrow 3C^{4+} + 6e^-$

$2Fe^{3+} + 3C^{2+} \rightarrow 4Fe^0 + 3C^{4+}$

Reacción global

$3\ NO_2\ (g) + H_2O\ (l) \rightarrow 2\ HNO_3\ (aq) + NO\ (g)$

b. Los números de oxidación de cada elemento son:

$3\ \overset{+4}{N}\overset{-2}{O}_2\ (g) + \overset{+1}{H}_2\overset{-2}{O}\ (l) \rightarrow 2\ \overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3\ (aq) + \overset{+2}{N}\overset{-2}{O}\ (g)$

Algunos átomos de N del NO_2 varían su número de oxidación de +4 a +5 oxidándose, mientras que otros varían de +4 a +2 reduciéndose.

Se trata de una reacción de autooxidación-reducción, dismutación o desproporción, unas moléculas de NO_2 son el agente oxidante y otras moléculas son el agente reductor.

$3\ \overset{+4}{N}\overset{-2}{O}_2\ (g) + \overset{+1}{H}_2\overset{-2}{O}\ (l) \rightarrow 2\ \overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3\ (aq) + \overset{+2}{N}\overset{-2}{O}\ (g)$

$3N^{4+} + 6e^- \rightarrow N^{2+}$
$3(3N^{4+} \rightarrow 2N^{5+} + 2e^-)$

$3N^{4+} + 6e^- \rightarrow N^{2+}$
$9N^{4+} \rightarrow 6N^{5+} + 6e^-$

$12N^{4+} \rightarrow 6N^{+5} + N^{+2}$

Reacción global

Actividades

4. **Asigna** el número de oxidación a cada uno de los elementos en las siguientes especies químicas:

   SO_2, $K_2Cr_2O_7$, H_2CO_3, CH_2O, MnO_2, Na_2SO_4, CH_4, NO^-_2, CrO_4^{2-}, SO_3^{2-}.

5. **Razona** si es correcta o no la frase siguiente: «No es posible la reducción de un agente oxidante si al mismo tiempo no se oxida un agente reductor».

6. El carácter oxidante de los halógenos aumenta de este modo: $I_2 < Br_2 < Cl_2 < F_2$. **Indica** cuáles son los reductores conjugados correspondientes y **ordénalos** según el orden creciente de su carácter reductor.

7. En cada una de las siguientes reacciones redox, **asigna** el número de oxidación a cada elemento e **identifica** la oxidación, la reducción, el agente oxidante y el agente reductor.

   a. $2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$

   b. $Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$

   c. $4\ NH_3 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ N_2 + 6\ H_2O$

   d. $2\ FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ FeCl_3$

   e. $2\ AgNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ Ag$

   f. $2\ Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2\ CuO + 4\ NO_2 + O_2$

63

Solucionario

4. $S^{+4}O^{-2}{}_2$

   $K^{+1}{}_2Cr^{+6}{}_2O^{-2}{}_7$

   $H^{+1}{}_2C^{+4}{}_2O^{-2}{}_3$

   $C^{-4}H+^1{}_2O^{-2}$

   $Mn^{+4}O^{-2}{}_2$

   $Na^{+1}{}_2S^{+6}O^{-2}{}_4$

   $C^{-4}H^{+1}{}_4$

   $B^{+3}O^{-2}{}_3$

   $N^{+3}O^{-2}{}_2$

   $Cr^{+6}O^{-2}{}_4$

   $S^{+4}O^{-2}{}_3$

5. Un agente oxidante debe actuar al mismo tiempo que un agente reductor para lograr producir la reacción. Sino actúan de esta forma solo son especies sin reaccionar.

6. $I_2 \downarrow I-$ $\quad Br_2 \downarrow Br-$ $\quad Cl_2 \downarrow Cl-$ $\quad F_2 \downarrow F-$

   $F- < Cl- < Br- < I-$

7. a. $2K^{+1}\ Cl^{+5}\ O^{-2}{}_3 \rightarrow 2K^{+1}\ Cl^{-1} + 3\ O^0{}_2$

   $Cl^{+5} \rightarrow Cl^{-1}$ Reducción → Agente oxidante

   $O^{-2} \rightarrow O^0$ Oxidación → Agente reductor

   b. $Zn^0 + Cu^{+2}SO^{-2}{}_4 \rightarrow Zn^{+2}SO^{-2} + Cu^0$

   $Zn^0 \rightarrow Zn^{+2}$ Reducción → Zn^0 Agente o

   $Cu^{+2} \rightarrow Cu^0$ Oxidación → $CuSO_4$ Agente r

   c. $4N^{-3}H^{+1}{}_3 + 3O^0{}_2 \rightarrow 2N^0{}_2 + 6H^{+1}{}_2O^{-2}$

   $N^{-3} \rightarrow N^0$ Reducción → NH_3 Agente o

   $O^0 \rightarrow O^{-2}$ Oxidación → O^2 Agente r

   d. $2Fe^{+2}Cl^{-1}{}_2 + Cl^0{}_2 \rightarrow 2Fe^{+3}Cl^{-1}{}_3$

   $Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$ Reducción → $FeCl_2$ Agente o

   $Cl^0 \rightarrow Cl^{-1}$ Oxidación → Cl_2 Agente r

   e. $2Ag^{+1}NO^{-1}{}_3 + Cl^0 \rightarrow Cu^{+2}(NO_3)_2{}^{-2} + 2Ag^0$

   $Ag^{+!} \rightarrow Ag^0$ Reducción → $AgNO_3$ Agente o

   $Cu^0 \rightarrow Cu^{+2}$ Oxidación → Cu Agente r

   f. $2Cu^{+2}(N^{+2}O^{-2}{}_3)_2 \rightarrow 2Cu^{+1}O^{-2} + 4N^{+4}O^{-2}{}_2 + O^0{}_2$

   $N^{+5} \rightarrow N^{+4}$ Reducción → Agente o

   $O^{-2} \rightarrow O^0$ Oxidación → Agente r

Actividades complementarias

- Consolida los conceptos realizando varios ejercicios de óxido-reducción, pasando de medio básico a medio ácido y viceversa.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

8. a. $Na_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + Na_2S$

Reducción: $8H^+ + Na_2SO_4 + 8e^- \rightarrow Na_2S + 4H_2O$

Oxidación: $2(C + 2H_2O \rightarrow CO_2 + 4e^- + 4H^+)$

$$\cancel{8H^+} + Na_2SO_4 + \cancel{8e^-} \rightarrow Na_2S + \cancel{4H_2O}$$

$$4C + \cancel{8H_2O} \rightarrow 2CO_2 + \cancel{8e^-} + \cancel{8H^+}$$

$$Na_2SO_4 + 2C \rightarrow Na_2S + 2CO_2$$

b. $HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + KCl$

$$3(2HCl \rightarrow Cl_2 + 2H^+ + 2e^-)$$

$$6e^- + 6H^+ + 8HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2CrCl_3 + 2KCl + 7H_2O$$

$$6HCl \rightarrow 3Cl_2 + 6H^+ + 6e^-$$

$$6e^- + 6H^+ + 8HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2CrCl_3 + 2KCl + 7H_2O$$

$$14HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow 3Cl_2 + 2CrCl_3 + 2KCl + 7H_2O$$

c. $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl$

$$5(2HCl \rightarrow Cl_2 + 2H^+ + 2e^-)$$

$$2(5e^- + 5H^+ + 3HCl + KMn_4 \rightarrow MnCl_2 + KCl + 4H_2O)$$

$$10HCl \rightarrow 5Cl_2 + 10H^+ + 10e^-$$

$$10e^- + 10H^+ + 6HCl + 2KMnO_4 \rightarrow 2MnCl_2 + 2KCl + 8H_2O$$

$$16HCl + 2KMnO_4 \rightarrow 5Cl_2 + 2MnCl_2 + 2KCl + 8H_2O$$

d. $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4$

$$5(H_2SO_4 + 2FeSO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2H^+ + 2e^-)$$

$$10e^- + 2H^+ + 3H_2SO_4 + 2KMnO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO^4{}_4 + 4H_2O$$

$$5H_2SO_4 + 10FeSO_4 \rightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 10H^+ + 10e^-$$

$$10e^- + 10H^+ + 3H_2SO_4 + 2KMnO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 4H_2O$$

$$8H_2SO_4 + 10FeSO_4 + 2KMnO_4 \rightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H^+ + 4H_2O$$

e. $MnO_4^- + SO^2 \rightarrow Mn^{+2} + HSO_4^-)$

$$2(5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$$

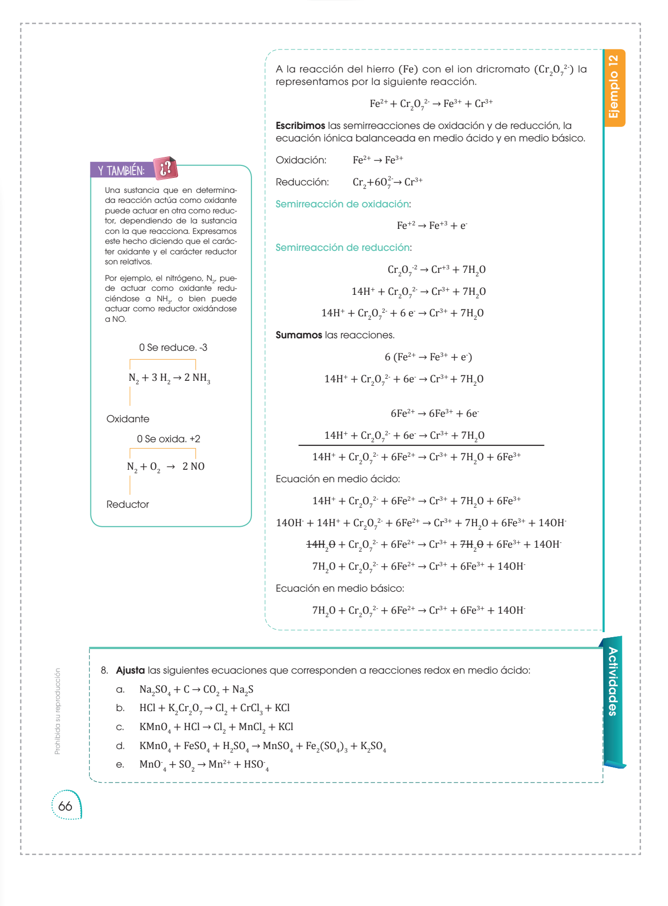
$$5(2H_2O + SO_2 \rightarrow HSO_4^- + 3H^+ + 2e^-)$$

$$10e^- + 16H^+ + 2MnO_4^- \rightarrow 2Mn^{+2} + 8H_2O$$

$$10H_2O + 5SO_2 \rightarrow 5HSO_4^- + 15H^+ + 10e^-$$

$$2H_2O + H^+ + 2MnO_4^- \; 5SO_2 \rightarrow 2Mn^{+2} + 5HSO^4$$

Página 66



Y TAMBIÉN: ¿?

Una sustancia que en determinada reacción actúa como oxidante puede actuar en otra como reductor, dependiendo de la sustancia con la que reacciona. Expresamos este hecho diciendo que el carácter oxidante y el carácter reductor son relativos.

Por ejemplo, el nitrógeno, N_2, puede actuar como oxidante reduciéndose a NH_3, o bien puede actuar como reductor oxidándose a NO.

0 Se reduce. -3

$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

Oxidante

0 Se oxida. +2

$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$

Reductor

Ejemplo 12

A la reacción del hierro (Fe) con el ion dricromato ($Cr_2O_7^{2-}$) la representamos por la siguiente reacción.

$$Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Fe^{3+} + Cr^{3+}$$

Escribimos las semirreacciones de oxidación y de reducción, la ecuación iónica balanceada en medio ácido y en medio básico.

Oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

Reducción: $Cr_2 + 6O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

Semirreacción de oxidación:

$$Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + e^-$$

Semirreacción de reducción:

$$Cr_2O_7^{-2} \rightarrow Cr^{+3} + 7H_2O$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6e^- \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O$$

Sumamos las reacciones.

$$6(Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-)$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6e^- \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O$$

$$6Fe^{2+} \rightarrow 6Fe^{3+} + 6e^-$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6e^- \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O + 6Fe^{3+}$$

Ecuación en medio ácido:

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O + 6Fe^{3+}$$

$$14OH^- + 14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O + 6Fe^{3+} + 14OH^-$$

$$\cancel{14H_2O} + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + \cancel{7H_2O} + 6Fe^{3+} + 14OH^-$$

$$7H_2O + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 14OH^-$$

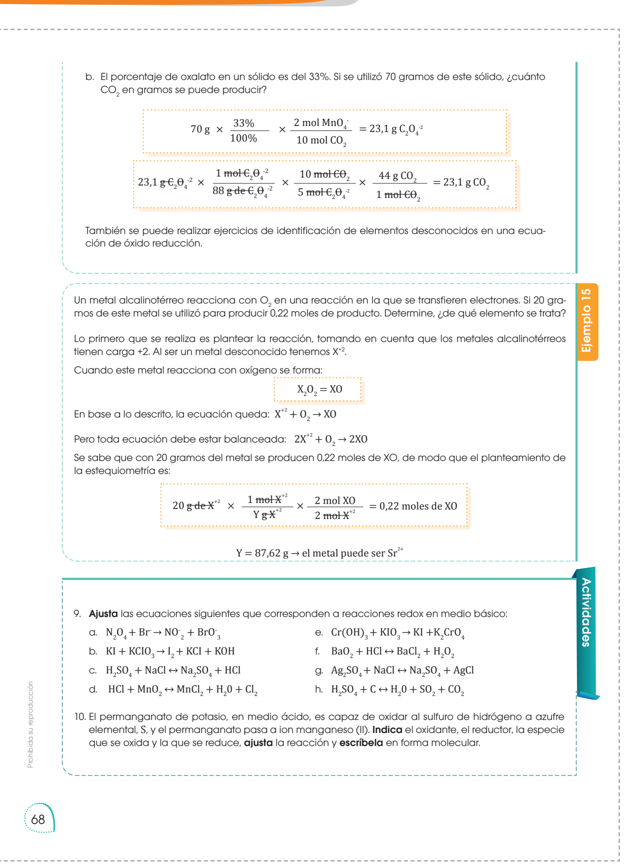
Ecuación en medio básico:

$$7H_2O + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 14OH^-$$

Actividades

8. **Ajusta** las siguientes ecuaciones que corresponden a reacciones redox en medio ácido:
   a. $Na_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + Na_2S$
   b. $HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + KCl$
   c. $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl$
   d. $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4$
   e. $MnO^-_4 + SO_2 \rightarrow Mn^{2+} + HSO^-_4$

Página 68



b. El porcentaje de oxalato en un sólido es del 33%. Si se utilizó 70 gramos de este sólido, ¿cuánto CO_2 en gramos se puede producir?

$$70\ g \times \frac{33\%}{100\%} \times \frac{2\ mol\ MnO_4^-}{10\ mol\ CO_2} = 23{,}1\ g\ C_2O_4^{-2}$$

$$23{,}1\ \cancel{g\ C_2O_4^{-2}} \times \frac{1\ \cancel{mol\ C_2O_4^{-2}}}{88\ \cancel{g\ de\ C_2O_4^{-2}}} \times \frac{10\ \cancel{mol\ CO_2}}{5\ \cancel{mol\ C_2O_4^{-2}}} \times \frac{44\ g\ CO_2}{1\ \cancel{mol\ CO_2}} = 23{,}1\ g\ CO_2$$

También se puede realizar ejercicios de identificación de elementos desconocidos en una ecuación de óxido reducción.

Ejemplo 15

Un metal alcalinotérreo reacciona con O_2 en una reacción en la que se transfieren electrones. Si 20 gramos de este metal se utilizó para producir 0,22 moles de producto. Determine, ¿de qué elemento se trata?

Lo primero que se realiza es plantear la reacción, tomando en cuenta que los metales alcalinotérreos tienen carga +2. Al ser un metal desconocido tenemos X^{+2}.

Cuando este metal reacciona con oxígeno se forma:

$$X_2O_2 = XO$$

En base a lo descrito, la ecuación queda: $X^{+2} + O_2 \rightarrow XO$

Pero toda ecuación debe estar balanceada: $2X^{+2} + O_2 \rightarrow 2XO$

Se sabe que con 20 gramos del metal se producen 0,22 moles de XO, de modo que el planteamiento de la estequiometría es:

$$20\ \cancel{g\ de\ X^{+2}} \times \frac{1\ \cancel{mol\ X^{+2}}}{Y\ \cancel{g\ X^{+2}}} \times \frac{2\ mol\ XO}{2\ \cancel{mol\ X^{+2}}} = 0{,}22\ moles\ de\ XO$$

$$Y = 87{,}62\ g \rightarrow \text{el metal puede ser } Sr^{2+}$$

Actividades

9. **Ajusta** las ecuaciones siguientes que corresponden a reacciones redox en medio básico:

a. $N_2O_4 + Br^- \rightarrow NO^-_2 + BrO^-_3$

b. $KI + KClO_3 \rightarrow I_2 + KCl + KOH$

c. $H_2SO_4 + NaCl \leftrightarrow Na_2SO_4 + HCl$

d. $HCl + MnO_2 \leftrightarrow MnCl_2 + H_20 + Cl_2$

e. $Cr(OH)_3 + KIO_3 \rightarrow KI + K_2CrO_4$

f. $BaO_2 + HCl \leftrightarrow BaCl_2 + H_2O_2$

g. $Ag_2SO_4 + NaCl \leftrightarrow Na_2SO_4 + AgCl$

h. $H_2SO_4 + C \leftrightarrow H_20 + SO_2 + CO_2$

10. El permanganato de potasio, en medio ácido, es capaz de oxidar al sulfuro de hidrógeno a azufre elemental, S, y el permanganato pasa a ion manganeso (II). **Indica** el oxidante, el reductor, la especie que se oxida y la que se reduce, **ajusta** la reacción y **escríbela** en forma molecular.

Solucionario

9. a. $N_2O_4 + Br^- \rightarrow NO_2^- + BrO_3^-$

Las semi-reacciones respectivas son:

$3(N_2O_4 + 2e^- \rightarrow 2\ NO_2^-)$

$3\ H_2O + Br^- \rightarrow BrO_3^- + 6e^- + 6H^+$

Una vez desarrolladas y sumadas, se debe transformar a medio básico:

$6OH^- + 3H_2O + Br^- + 3N_2O_4 \rightarrow 6NO_2^- + BrO_3^- + 6H^+ + 6\ OH^-$

El resultado final queda:

$6\ OH^- + Br^- + 3\ N_2O_4 \rightarrow 6\ NO_2^- + BrO_3^- + 3\ H_2O$

b. $KI + KClO_3 \rightarrow I_2 + KCl + KOH$

Las semi-reacciones respectivas son:

$3(2\ KI \rightarrow I_2 + 2e^- + 2KOH)$

$6H^+ + KClO_3 + 6e^- \rightarrow KCl + 3H_2O$

Una vez desarrolladas y sumadas, se debe transformar a medio básico:

$6\ OH^- + 6\ KI + 6H^+ + KClO_3 \rightarrow 3\ I_2 + 6\ KOH + KCl + 3H_2O + 6\ OH^-$

El resultado final queda:

$3H_2O + 6\ KI + KClO_3 \rightarrow 3\ I_2 + 6\ KOH + KCl + 6\ OH^-$

c. No aplica debido a que no existe cambio en la valencia de ninguno de los elementos que participa en la reacción.

d. $HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$

Las semi-reacciones respectivas son:

$2HCl \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

$2HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + 2\ H_2O$

El resultado final queda:

$4HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$

La reacción no se puede pasar a medio básico sin alterar la composición de los reactivo y productos.

10. Las semirreacciones ajustadas son las siguientes:

$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5e \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$S^{2-} \rightarrow S + 2e^-.$$



Solucionario

Como el enunciado no especifica qué ácido interviene, supongamos que es ácido sulfúrico. La reacción forrna molecular es:

$$2KMnO_4 + 5H_2S + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5S + K_2SO_4 + 8H_20$$

El oxidante, se reduce, es el pernanganato potásico ya que capta electrones, el reductor es el sulfuro de hidrógeno pues cede electrones y, por tanto, se oxida.

11. a. Br_2 o I_2 — Br_2

b. Fe^{3+} o Fe^{2+} — Fe^{3+}

c. $Cr_2O_7^{2-}$ en medio ácido o H_2O_2 en medio ácido

H_2O_2 en medio ácido

d. Mn^{-4} en medio ácido o en medio básico

Mn^{-4} en medio ácido

12. Cd o Ca — Ca

Fe o Mg — Mg

Sn^{2+} o Cu^{+} — Sn^{2+}

I^- o Ag — I^-

13. $H^+ < O_2$ en medio ácido $< Cr_2O_7^{2-}$ en medio ácido $< Cl_2 < Au^{3+} < O_3$ en medio ácido

14. a. Fe^{+2}/Fe y Al^{+3}/Al

$3(Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)})$ $\quad -0{,}44$ V

$2(Al^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow Al_{(s)})$ $\quad -1{,}66$ V

$3Fe^{2+}_{(aq)} + 6e^- \rightarrow 3Fe_{(s)}$ $\quad -0{,}44$ V

$2Al_{(s)} \rightarrow 2Al^{3+}_{(aq)} + 6e^-$ $\quad -[-1{,}66$ V]

$3Fe^{2+}_{(aq)} + 2Al_{(s)} \rightarrow 3Fe_{(s)} + 2Al^{3+}_{(aq)}$ $\quad 1{,}22$ V

Ánodo (-) — Cátodo (+)

$Al_{(s)} \mid Al^{3+}_{(aq,\,1,\,0M)} \parallel Fe^{2+}_{(aq,\,1,\,0M)}\ Fe(s) \mid$

b. Cu^{+2}/Cu y Sn^{+3}/Sn

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $\quad +0{,}34$ V

$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Sn_{(s)}$ $\quad -0{,}14$ V

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e- \rightarrow Cu_{(s)}$ $\quad +0{,}34$ V

$Sn_{(s)} \rightarrow Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ $\quad -[-0{,}14$ V]

$Cu^{2+}_{(aq)} + Sn_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Sn^{2+}_{(aq)}$ $\quad 0{,}48$ V

Ánodo (-) — Cátodo (+)

$Sn_{(s)} \mid Sn^{2+}_{(aq,\,1,\,0M)} \parallel Cu^{2+}_{(aq,\,1,\,0M)} \mid Cu_{(s)}$

c. Ag^{+}/Ag y Cu^{+2}/Cu

$2(Ag^{+}_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)})$ $\quad +0{,}80$ V

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $\quad +0{,}34$ V

$2Ag^{+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2Ag_{(s)}$ $\quad -0{,}80$ V

$Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e-$ $\quad -[0{,}34$ V]

$2Ag^{+}_{(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$ $\quad 0{,}46$ V

Ánodo (-) — Cátodo (+)

$Cu_{(s)} \mid Cu^{3+}_{(aq,\,1,\,0M)} \parallel Ag^{2+}_{(aq,\,1,\,0M)} \mid Ag_{(s)}$

Página 73

Paso 3: La combinación que producirá mayor energía es aquella que se generará de la especie con mayor poder reductor o poder oxidante.

La especie con mayor poder oxidante es:

$$MnO^-_4\,(aq) + 8H^+\,(aq) + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+}\,(aq) + 4H_2O\,(l) \quad E^0 = +1{,}51\ V$$

Paso 4: La combinación con mayor potencial se realizará entre el catión del aluminio y el anión del permanganato. La energía total liberada debe hallarse por medio del balanceo de las ecuaciones descritas.

$$Al^{3+}\,(aq) + 3\,e^- \rightarrow Al\,(s) \quad E^0 = -1{,}66\ V$$

$$MnO^-_4\,(aq) + 8H^+\,(aq) + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+}\,(aq) + 4\,H_2O\,(l) \quad E^0 = +1{,}51\ V$$

Paso 5: Para poder realizar la reacción es necesario que la semirreacción de Aluminio oxide al catión de Aluminio. Ello implica darle la vuelta a la reacción, lo cual cambia el signo de la fem.

$$Al\,(s) \rightarrow Al^{3+}\,(aq) + 3\,e^- \quad E^0 = -[-1{,}66\ V]$$

$$MnO^-_4\,(aq) + 8H^+\,(aq) + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+}\,(aq) + 4\,H_2O\,(l) \quad E^0 = +1{,}51\ V$$

Paso 6: Sumamos las dos semirreacciones considerando que el número de electrones de una semirreacción debe eliminar al otro. Por lo tanto es necesario multiplicar a la oxidación del Aluminio por 5 y a la reducción del permanganato por 3.

$$5\,[\,Al\,(s) \rightarrow Al^{3+}\,(aq) + 3\,e^-\,] \quad E^0 = -[\,-1{,}66\ V\,]$$

$$3\,[MnO_4^-\,(aq) + 8H^+\,(aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}\,(aq) \rightarrow 4H_2O\,(l)] \quad E^0 = +1{,}51\ V$$

$$5\,Al\,(s) + 3\,MnO_4^-\,(aq) + 24\,H^+\,(aq) \rightarrow 5\,Al^{3+}\,(aq) + 3\,Mn^{2+}\,(aq) + 12H_2O\,(l)$$

Paso 7: La energía total obtenida será la suma directa de los valores descritos, es decir la fem de las dos reacciones no se multiplica por los coeficientes estequiométricos.

$$E^0_{pila} = E^0_{cátodo} - E^0_{ánodo} = +1{,}51\ V - [\,-1{,}66\ V\,] = 3{,}17\ V$$

Actividades

11. **Indica** razonadamente qué especie química de cada pareja es el oxidante más fuerte: a) Br_2 o I_2; b) Fe^{3+} o Fe^{2+}; c) $Cr_2O^{2-}_7$ en medio ácido o H_2O_2 en medio ácido; d) MnO^{2-}_4 en medio ácido o en medio básico.
12. **Indica** qué especie de cada pareja es el reductor más fuerte: Cd o Ca; Fe o Mg; Sn^{2+} o Cu^+; I^- o Ag.
13. **Ordena**, según su poder oxidante creciente, los siguientes agentes oxidantes: $Cr_2O_7^{2-}$ en medio ácido; O_2 en medio ácido; Cl_2, H^+, O_3 en medio ácido y Au^{3+}.
14. **Representa** cada una de las pilas voltaicas formadas por los electrodos siguientes, **escribe** las correspondientes reacciones y la notación abreviada de la pila y **calcula** su fem estándar.

Fe^{2+}/Fe y Al^{3+}/Al; Cu^{2+}/Cu y Sn^{2+}/Sn; Ag^+/Ag y Cu^{2+}/Cu



Página 76

2.6. Aplicaciones industriales de la electrólisis

Los procesos electrolíticos tienen interesantes aplicaciones en el ámbito industrial. Algunas de ellas son:

- La obtención de metales activos, como los elementos de los grupos 1 y 2 y el aluminio, y de elementos no metálicos, como hidrógeno y cloro. Algunos de estos casos los hemos visto anteriormente.
- Los recubrimientos metálicos.
- La purificación de metales, como es el caso del cobre.

Y TAMBIÉN: ¿?

La electrólisis ha desempeñado un importante papel en la historia del descubrimiento de los elementos.

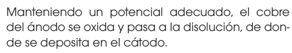
En 1807, pocos años después del invento de la pila de Volta, el químico inglés H. Davy (1778-1829), mediante electrólisis de sus sales fundidas, logró aislar por primera vez dos elementos: el potasio y el sodio, muchos de cuyos compuestos se conocían desde la Antigüedad.

Davy también aisló otros dos nuevos elementos: magnesio y calcio, de los que también se conocían diversos compuestos desde la antigüedad, pero nunca habían sido aislados

Purificación electrolítica del cobre

Una vez obtenidos los metales mediante alguna operación metalúrgica apropiada, suele ser conveniente someterlos a un proceso de refino o purificación que los haga útiles para determinadas aplicaciones.

Éste es el caso del cobre, cuya utilidad como conductor depende en gran medida de su grado de pureza.



Fuente de corriente continua

(+) ánodo: Cu impuro

(-) cátodo: Cu puro

Cu^{2+}

Disolución de $CuSO_4$

Fe^{2+} Zn^{2+} Ag Au

Barros anódicos

La purificación de este metal se lleva a cabo electrolíticamente. El electrolito es una sal soluble de cobre, como $CuSO_4$, el ánodo es una barra de cobre impurificado y el cátodo es una placa de cobre puro. Sobre ésta se deposita el metal.

Manteniendo un potencial adecuado, el cobre del ánodo se oxida y pasa a la disolución, de donde se deposita en el cátodo.



Oxidación en el ánodo:

$$Cu\ (s) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$$

Reducción en el cátodo:

$$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s)$$

Las impurezas que contenía el metal no se descargan sobre el cátodo: los iones metálicos activos, como Fe^{2+} o Zn^{2+}, permanecen en disolución, mientras que los metales nobles, como Ag, Au y Pt, caen al fondo del recipiente, de donde se retiran para su utilización posterior.



EN GRUPO

1. **Escriban** las reacciones de electrodo y la reacción global si se electroliza cloruro de calcio fundido.
2. **Dibujen** un esquema completo de la cuba electrolítica y del proceso que tiene lugar.
3. **Describan** la electrólisis del bromuro de níquel (II) disuelto en agua. Tengan en cuenta que en los electrodos se descargan los iones Ni^{2+} y Br^-.



Orientación didáctica

- Comprende el concepto de número de oxidación, transferencia de electrones en una cuba electrolítica.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Solucionario

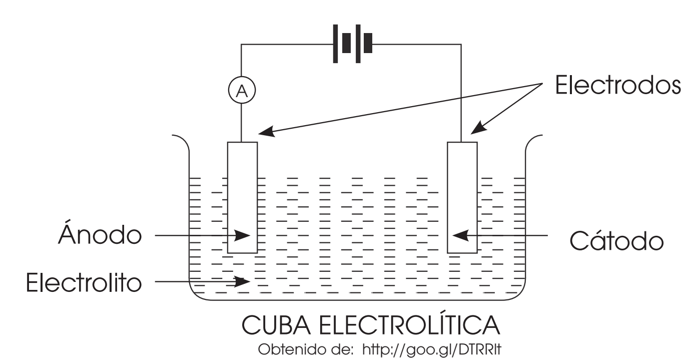
1. a. $CaCl_{2(aq)} \rightarrow Ca^{2+}{}_{(aq)} + 2Cl^-{}_{(aq)}$

   Oxidación $2Cl^-{}_{(aq)} \rightarrow Cl_2(g) + 2e-$

   Reducción $Ca^{2+}{}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ca_{(s)}$

   $Ca^{2+}{}_{(aq)} + 2Cl^-{}_{(aq)} \rightarrow Ca_{(s)} + Cl_{2(g)}$

2.



CUBA ELECTROLÍTICA
Obtenido de: http://goo.gl/DTRRIt

3. $NiBr_{2(aq)} \rightarrow Ni^{2+}{}_{(aq)} + 2Br_{(aq)}^-$

Oxidación $Ni_{(s)} \rightarrow Ni^{2+}{}_{(aq)} + 2e^-$

Reducción $Br_{2(l)} + 2e^- \rightarrow 2Br_{(aq)}^-$

$Br_{2(aq)} + Ni_{(s)} \rightarrow 2\ Br_{(aq)}^- + Ni^{2+}{}_{(aq)}$



Tema

¿Cómo generar corriente eléctrica con solo un par de monedas y vinagre?

Planteamiento del problema

En esta práctica de laboratorio se trata de explicar cómo reacciona el vinagre, el cobre y el papel aluminio al intentar generar corriente eléctrica.

Formulación de la hipótesis

El foco se enciende debido a la transferencia de electrones que tiene lugar entre el metal y el ácido.

Experimentación

1. Toma los trozos de cartón y colócalos dentro del vaso. Después, añade vinagre hasta que los trozos de cartón estén remojados de forma uniforme. Deja que se produzca el remojo hasta tener lista la siguiente parte del experimento.
2. Toma el papel aluminio y haz tiras del ancho del diámetro de la moneda de 1 centavo.
3. Toma la tira de aluminio de uno de los extremos y dobla una sección del tamaño del diámetro de la moneda. Vuelve a doblar desde el mismo extremo y sigue así hasta obtener un cuadrado de aluminio con un grosor de una moneda.
4. Toma un trozo de cinta aislante de alrededor de 12 cm y córtalo. Despliega el trozo de cinta sobre la mesa con la cara adhesiva hacia arriba.
5. En el centro del ancho de la cinta, alrededor de 0,5 cm de la punta pega uno de los cables. Previamente pela la punta del cable, hasta tener expuesto alrededor de 1 cm.
6. Sobre el cable coloca una moneda, sobre ella uno de los cartones de aluminio remojados en vinagre y al final el cuadrado de papel aluminio. Apila en este mismo orden los diez trozos de cada uno de los elementos.
7. Al finalizar coloca el otro cable, con la punta previamente pelada. La terminación positiva será aquel cable que esta junto a la moneda y la terminación negativa aquella sujeta al papel aluminio.
8. Emplea la cinta adhesiva para juntar todos los trozos en forma de un cilindro, cuya recubierta sea la cinta.
9. Conecta la terminación de los cables al foco de 5V.

Página 77

Experimento



TEMA:

¿Cómo hacer una pila a base de monedas y vinagre?

INVESTIGAMOS:

Cómo generar corriente eléctrica con solo un par de monedas y vinagre.

OBJETIVO:

Analizar cómo reacciona el vinagre, el cobre y el papel aluminio al intentar generar corriente eléctrica.

MATERIALES:

- 1 pedazo de cartón
- 1 vaso de vidrio
- vinagre blanco
- 10 monedas de cobre (1 centavo)
- tijeras
- papel aluminio
- 2 cables
- cinta aislante (Teipe)
- 1 foco de 5 V

PROCESOS:

1. Toma el cartón y corta diez cuadrados de un tamaño similar al de la moneda de un centavo.
2. Toma los trozos de cartón y colócalos dentro del vaso. Después, añade vinagre hasta que los trozos de cartón estén remojados de forma uniforme. Deja que se produzca el remojo hasta tener lista la siguiente parte del experimento.
3. Toma el papel aluminio y haz tiras del ancho del diámetro de la moneda de 1 centavo.
4. Toma la tira de aluminio de uno de los extremos y dobla una sección del tamaño del diámetro de la moneda. Vuelve a doblar desde el mismo extremo y sigue así hasta obtener un cuadrado de aluminio con un grosor de una moneda.
5. Realiza diez tiras de aluminio.
6. Toma un trozo de cinta aislante de alrededor de 12 cm y córtalo. Despliega el trozo de cinta sobre la mesa con la cara adhesiva hacia arriba.
7. En el centro del ancho de la cinta, alrededor de 0,5 cm de la punta pega uno de los cables. Previamente pela la punta del cable, hasta tener expuesto alrededor de 1 cm.
8. Sobre el cable coloca una moneda, sobre ella uno de los cartones de aluminio remojados en vinagre y al final el cuadrado de papel aluminio. Apila en este mismo orden los diez trozos de cada uno de los elementos.
9. Al finalizar coloca el otro cable, con la punta previamente pelada. La terminación positiva será aquel cable que esta junto a la moneda y la terminación negativa aquella sujeta al papel aluminio.
10. Emplea la cinta adhesiva para juntar todos los trozos en forma de un cilindro, cuya recubierta sea la cinta.
11. Conecta la terminación de los cables al foco de 5V.

CUESTIONES:

- ¿Cuál es la reacción que permite encender el foco? Obtén una ecuación redox balanceada y explica la reacción.



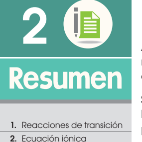
Comprobación de la hipótesis

Con base al experimento realizado se comprobó la hipótesis planteada ya que efectivamente el foco se enciende gracias a la transferencia de electrones entre el metal y el ácido.

Conclusiones

Se va a formar pilas debido a la transferencia de electrones que va a existir entre el metal de la moneda y el ácido.

Página 78



1. Reacciones de transición
2. Ecuación iónica
3. Poder oxidante y reductor

Al combinarse dos reactivos acuosos en una reacción, pueden formar mezclas homogéneas o heterogéneas, dependiendo de las características del producto.

Se puede formar un precipitado si las interacciones entre dos moléculas con propiedades determinadas vienen de reactivos. Para predecir esto, debemos conocer las reglas de solubilidad.

Si un compuesto es soluble es acuoso, si un compuesto es insoluble es sólido.

También, podemos analizar estequiométricamente, cuál va a ser el compuesto que precipite a través de las ecuaciones. Si queremos:

- Conocer las proporciones y estados de las moléculas debemos usar la ecuación molecular.
- Conocer los iones que interactúan en una reacción, debemos usar la ecuación iónica.
- Conocer el precipitado en el caso que se forme, debemos usar la ecuación iónica neta.

Lo recomendable es conocer acerca de que cada elemento puede tener diferentes tipos de valencia. La carga puede ser positiva o negativa.

Pueden existir tres tipos de compuestos:

- En forma de catión NH_4^+
- En forma de anión OH^-
- En forma neutra H_2O

Esto es directamente relacionado con las valencias de los elementos de un compuesto. Así podemos determinar las cargas de los elementos dentro de un compuesto o viceversa.

En una reacción redox, no importa cuántos reactivos tengamos, un reactivo se va a oxidar y otro se va a reducir.

Si hay pérdida de electrones el compuesto que se oxida es el agente reductor.

Si hay ganancia de electrones un compuesto se reduce por tanto es un agente oxidante.

Las reacciones redox se pueden dar en diferentes tipos de medios para observar los cambios, la transferencia de electrones.

En dichas reacciones va a existir un ánodo (compuesto que se oxida) y un cátodo (compuesto que se reduce).

Las reacciones pueden darse en:

- Pilas voltaicas.
- Celdas electroquímicas.



Orientación didáctica

- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad.
- El tema de transferencia de electrones es un tema muy aplicativo, solamente debemos cuidar que los estudiantes no se confundan con los términos oxidación y reducción. El resumen es un medio para proporcionar que el alumno nuevamente observe lo conceptos más importantes de la unidad.
- La importancia de esta sección, es que si lees el resumen y conoces cada término, seguramente podrás realizar ejercicios sin dificultad alguna.
- Es recomendable hasta que los alumnos lean en voz alta el resumen y que el docente vaya realizando acotaciones a cada concepto.

Actividades complementarias

- **Dinámica de resumen**

  Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cuál fue el mejor resumen.

- **Exposición**

  En un cartel, se podría realizar un resumen más visual con fotos y más colores. Lo podrían poner hasta en la clase o en el pasillo del colegio, de modo que siempre tengan acceso a la información de esta unidad.

Orientación didáctica

- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.
- Los datos curiosos en la química nos permiten que los estudiantes asocien a la química con su vida diaria, las zonas wifi es para que los estudiantes no pierdan el interés en la materia. El día de mol o la química del chocolate, son artículos muy interesantes que dan una idea de la historia y aplicabilidad de la química.
- Se debe tratar que los estudiantes en cada zona wifi se vinculen de algún modo o se identifiquen.

Actividades complementarias

- **Trabajo escrito**

  El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase la razón por la cual escogió esa zona.

- **Trabajo en grupo**

  Se pueden reunir en grupos de trabajo y socializar acerca de la importancia de la zona wifi. Y de cómo harían en una página con los contenidos de estas unidades, llamar la atención de estudiantes, captar interés.

Página 79



NOTICIA

Como el silicio, el litio merece tener su valle

El silicio, el segundo elemento más abundante en el planeta Tierra, se emplea en la actualidad para desarrollar diferentes tipos de dispositivos que revolucionan la tecnología: chips, transistores, entre otros. Por otro lado, el litio, un metal alcalino poco abundante pero de igual importancia que el silicio, ha permitido disminuir el peso y el tamaño de los celulares. La fuente principal de litio se encuentra en Sudamérica entre Chile, Argentina y Bolivia, de los cuales el salar boliviano de Uyuni contiene más del 80% de la reserva de litio del planeta.

González, Alcides. (sf.). Como el silicio, el litio también merece tener su valle (adaptación) .Batanga. Extraído el 20 de septiembre de 2015 desde la página web: http://goo.gl/eX2X51



http://goo.gl/8AKkXF

SOCIEDAD

Todo lo que necesitas saber sobre la batería de tu teléfono móvil

http://goo.gl/SVpUxU

Las baterías son conocidas como milagros producidos por la ingeniería química, ya que permiten a los celulares funcionar por largas horas empleando grandes cantidades de energía. La mayoría de celulares emplean baterías de iones de litio recargables, que constan de un par de electrones y un electrolito. El electrodo puede ser de litio, un metal muy reactivo, es decir que reacciona fácilmente con otros elementos hasta con el aire. El litio es muy utilizado en baterías puesto que permite almacenar mayor energía en menor espacio.

(2013.03.27). Todo lo que necesita saber sobre las baterías de tu dispositivo móvil. (Adaptación). PC World. Extraído el 20 de septiembre de 2015 desde la página web: http://goo.gl/GFykjr

SENTIDO CRÍTICO

Toyota quiere producir hidrógeno con energía eólica



http://goo.gl/JhVb0H

Uno de los grandes retos de Toyota es crear una cadena de suministro de hidrógeno en base a energía eólica renovable, con un balance neutro de carbono. De acuerdo al IPCC, más de la mitad de emisiones de gases de efecto invernadero provienen de combustibles fósiles destinados a la generación de energía eléctrica y térmica, la industria y el transporte. Por tanto, el hidrógeno puede ser una alternativa de combustible con bajo impacto ambiental y se puede obtener como producto de la reacción de metano y vapor de agua o también se puede extraer del agua por electrólisis.

(2015.09.18).Toyota quiere producir hidrógeno con energía eólica. (Adaptación). Revista Eólica y del Vehículo Eléctrico. Extraído el 20 de septiembre de 2015 desde la página web: http://goo.gl/UcyCpk

SI YO FUERA...

Ingeniero eléctrico me enfocaría en investigar pilas voltaicas para llevarlo a escala industrial, para así poder proveer de energía a una zona determinada de mi país.



http://goo.gl/u0ZVcQ

79

Página 80

Para finalizar

- **Reacciones de precipitación**

1. Empleando reglas de solubilidad, predice si cada uno de los compuestos siguientes son solubles o insolubles en agua:
   a. $NiCl_2$
   b. Ag_2S
   c. Cs_3PO_4
   d. $SrCO_3$
   e. $(NH_4)_2SO_4$
2. ¿Habrá precipitación al mezclarse las disoluciones siguientes? Si la hay, escribe una ecuación química balanceada para la reacción:
   a. Na_2CO_3 y $AgNO_3$
   b. $NaNO_3$ y $NiSO_4$
   b. $FeSO_4$ y $Pb(NO_3)_2$
3. Escribe las ecuaciones iónicas completas y ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones que ocurren al mezclar cada par de disoluciones:
   a. Na_2CO_3 y $MgSO_4$
   b. $Pb(NO_3)_2$ y Na_2S
   c. $(NH_4)_3PO_4$ y $CaCl_2$

- **Número de oxidación de elementos y compuestos**

4. Asigna el número de oxidación a cada elemento en las siguientes especies químicas:
   HNO_3, CO_2, $KMnO_4$, $HCOOH$, PO_4^{3-}, SiO_4^{4-}, BO_2^-.
5. El ion permanganato, en medio ácido sulfúrico, oxida al peróxido de hidrógeno a oxígeno y él se reduce a ion manganeso (II). Ajusta por el método ion-electrón la reacción que tiene lugar.
6. El dicromato de potasio, en medio ácido, oxida a los iones cloruro a cloro, reduciéndose a sal de cromo (III):
   —Escribe y ajusta, por el método ion-electrón, la ecuación iónica que representa el proceso anterior.
7. La reacción de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso genera cloruro de manganeso (II), cloro y agua.
   —Escribe la reacción molecular ajustada por el método del ion-electrón.

- **Celdas galvánicas**

8. Cuando se forma una pila voltaica con el electrodo estándar de hidrógeno, el electrodo estándar de cinc es el ánodo. Explica cómo puede comprobarse experimentalmente este hecho.
9. Representa la pila voltaica necesaria para medir el potencial del electrodo estándar de la plata. Ten en cuenta que el electrodo de plata será el cátodo. Escribe las reacciones y la notación abreviada de la pila.
10. Indica razonadamente qué especie de cada pareja es el oxidante más fuerte, si ambos están en medio ácido:
    a. H^+ o Ni^{2+}
    b. Ce^{4+} o Sn^{4+}
    c. Mn^{2+} o H^+
    d. NO_3^- o SO_4^{2-}
11. Indica razonadamente qué especie de cada pareja es el reductor más fuerte:
    a. K o Na
    b. Br^- o Cl^-
    c. Sn^{2+} o Fe^{2+}
    d. Ce^{3+} o H_2



Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.
- Una vez que el resumen se encuentre estudiado y comprendido, se recomienda realizar los ejercicios. La parte teórica debe ir de la mano con la parte práctica, para tener un buen entendimiento de lo que se está estudiando.
- Enfatizar la importancia de la realización de ejercicios, mientras más se resuelvan, van a estar mejor preparados para una evaluación.

Actividades complementarias

Trabajo en grupo o trabajo en casa

Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

- Trabajo en grupo

Con tres de tus compañeros, resolver el para finalizar, enfocando lo teórico con la realización de ejercicios. El trabajo en grupo fortalece los conocimientos. Incluso, cuando un estudiante le enseña a su compañero, está afianzando sus conocimientos.

- Trabajo en clase

El profesor puede aleatoriamente resolver un par de ejercicios y hacer que un estudiante resuelva unos ejercicios en el pizarrón de la clase.

Solucionario

1. a. Soluble   c. Soluble   e. Soluble

   b. Insoluble   d. Insoluble

2. a. $Na_2CO_{3(ac)} + 2AgNO_{3(ac)} \rightarrow 2NaNO_{3(ac)} + Ag_2CO_{3(s)}$

   b. $2NaNO_{3(ac)} + NiSO_{4(ac)} \rightarrow Ni(NO_3)_{2(ac)} + Na_2SO_{4(ac)}$
   → No precipita.

   c. $FeSO_{4(ac)} + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$ No se forma precipitado

3. a. $Na_2CO_{3(ac)} + MgSO_4 \rightarrow Na_2SO_{4(ac)} + MgCO_{3(s)}$

   $Mg_{(ac)}^{(2+)} + CO^{2-}{}_{3(ac)} \rightarrow MgCO_{3(s)}$

   b. $Pb(NO_3)_{2\,(ac)} + Na_2S_{(ac)} \rightarrow PbS_{(s)} \quad + \ 2NaNO_{3(ac)}$

   $Pb^{2+}_{(ac)} + S^{2-}{}_{(ac)} \rightarrow PbS_{(s)}$

   c. $2(NH_4)PO_{4(ac)} + 3CaCl_{2(ac)} \rightarrow 6NH_4Cl_{(ac)} + Ca_3\,(PO_4)_{2(s)}$

   $2PO^{3-}_{(ac)} + 3Ca^{2+}{}_{(ac)} \rightarrow Ca_3(PO_4)_{2(s)}$

4. $H^{+1}N^{+5}O_3^{-2}$ $+1(1) + 5(1) - 2(3) = 0$

   $C^{+4}O^{-2}{}_2$ $+4(1)-2(2) = 0$

   $S^{+6}O^{-2}{}_3$ $+6(1)-2(3) = 0$

   $K^{+1}Mn^{+7}O^{-2}{}_4$ $+1(1)+7(1)-2(4) = 0$

   $H^{+1}COOH^{-1}$ $+1(1)+4(1)-2(1)-2(1)-1(1) = 0$

   $P^{+5}O^{-2}{}_4$ $+5(1)-2(4) = -3$

   $Si^{+4}O^{-2}{}_4$ $+4(1)-2(4) = -4$

   $B^{+3}O^{-2}{}_2$ $+3(1)-2(2) = -1$

5. $KMnO_4 + H_2SO_4 + H_2O_2 \rightarrow Mn^{2+} + O^2 + K_2SO_4$

   $10e^- + 6H^+ + H_2SO_4 + 2KMnO_4 \rightarrow 2Mn^{2+} + K_2SO_4 + 4H_2O$

   $10(H_2SO_4) \rightarrow O_2 + 2H^+ + e^-)$

   $H_2SO_4 + 2KMnO_4 + 10H_2O_2 \rightarrow 2Mn^{2+} + 10O_2 + K_2SO_4$
   $+ 4H_2O + 14\,H^+$

6. a. $K_2Cr_2O_7 + Cl^- \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + K^+$

   $3(2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-)$

   $6e^- + 14H^+ + 6Cl^- + K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2CrCl_3 + 2K^+ + 7H_2O$

   $14H^+ + 12Cl^- + K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2CrCl_3 + 2K^+ + Cl_2 + 7H_2\,O$

7. a. $HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

   $2e^- + 2H^+ + 2HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O$

   $2HCl \rightarrow Cl_2 + 2H^+ + 2e^-$

   $4HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$

8. Al armar una celda galvánica con un agente oxidante más fuerte que el zinc, este siempre se comporta como anido.

9. $2H^+{}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$

   $2(Ag^+{}_{(ac)} + e^- \longrightarrow Ag_{(g)})$

Página 80



- **Reacciones de precipitación**

1. Empleando reglas de solubilidad, predice si cada uno de los compuestos siguientes son solubles o insolubles en agua:
   a. $NiCl_2$
   b. Ag_2S
   c. Cs_3PO_4
   d. $SrCO_3$
   e. $(NH_4)_2SO_4$
2. ¿Habrá precipitación al mezclarse las disoluciones siguientes? Si la hay, escribe una ecuación química balanceada para la reacción:
   a. Na_2CO_3 y $AgNO_3$
   b. $NaNO_3$ y $NiSO_4$
   b. $FeSO_4$ y $Pb(NO_3)_2$
3. Escribe las ecuaciones iónicas completas y ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones que ocurren al mezclar cada par de disoluciones:
   a. Na_2CO_3 y $MgSO_4$
   b. $Pb(NO_3)_2$ y Na_2S
   c. $(NH_4)_3PO_4$ y $CaCl_2$

- **Número de oxidación de elementos y compuestos**

4. Asigna el número de oxidación a cada elemento en las siguientes especies químicas:
   HNO_3, CO_2, $KMnO_4$, $HCOOH$, PO_4^{3-}, SiO_4^{4-}, BO^-_2.
5. El ion permanganato, en medio ácido sulfúrico, oxida al peróxido de hidrógeno a oxígeno y él se reduce a ion manganeso (II). Ajusta por el método ion-electrón la reacción que tiene lugar.
6. El dicromato de potasio, en medio ácido, oxida a los iones cloruro a cloro, reduciéndose a sal de cromo (III):
   —Escribe y ajusta, por el método ion-electrón, la ecuación iónica que representa el proceso anterior.
7. La reacción de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso genera cloruro de manganeso (II), cloro y agua.
   —Escribe la reacción molecular ajustada por el método del ion-electrón.

- **Celdas galvánicas**

8. Cuando se forma una pila voltaica con el electrodo estándar de hidrógeno, el electrodo estándar de cinc es el ánodo. Explica cómo puede comprobarse experimentalmente este hecho.
9. Representa la pila voltaica necesaria para medir el potencial del electrodo estándar de la plata. Ten en cuenta que el electrodo de plata será el cátodo. Escribe las reacciones y la notación abreviada de la pila.
10. Indica razonadamente qué especie de cada pareja es el oxidante más fuerte, si ambos están en medio ácido:
    a. H^+ o Ni^{2+}
    b. Ce^{4+} o Sn^{4+}
    c. Mn^{2+} o H^+
    d. NO^-_3 o SO_4^{2-}
11. Indica razonadamente qué especie de cada pareja es el reductor más fuerte:
    a. K o Na   c. Sn^{2+} o Fe^{2+}
    b. Br^- o Cl^- d. Ce^{3+} o H_2



Página 80



Para finalizar

- **Reacciones de precipitación**

1. Empleando reglas de solubilidad, predice si cada uno de los compuestos siguientes son solubles o insolubles en agua:

   a. $NiCl_2$
   b. Ag_2S
   c. Cs_3PO_4
   d. $SrCO_3$
   e. $(NH_4)_2SO_4$

2. ¿Habrá precipitación al mezclarse las disoluciones siguientes? Si la hay, escribe una ecuación química balanceada para la reacción:

   a. Na_2CO_3 y $AgNO_3$
   b. $NaNO_3$ y $NiSO_4$
   b. $FeSO_4$ y $Pb(NO_3)_2$

3. Escribe las ecuaciones iónicas completas y ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones que ocurren al mezclar cada par de disoluciones:

   a. Na_2CO_3 y $MgSO_4$
   b. $Pb(NO_3)_2$ y Na_2S
   c. $(NH_4)_3PO_4$ y $CaCl_2$

- **Número de oxidación de elementos y compuestos**

4. Asigna el número de oxidación a cada elemento en las siguientes especies químicas:

   HNO_3, CO_2, $KMnO_4$, $HCOOH$, PO_4^{3-}, SiO_4^{4-}, BO^-_2.

5. El ion permanganato, en medio ácido sulfúrico, oxida al peróxido de hidrógeno a oxígeno y él se reduce a ion manganeso (II). Ajusta por el método ion-electrón la reacción que tiene lugar.

6. El dicromato de potasio, en medio ácido, oxida a los iones cloruro a cloro, reduciéndose a sal de cromo (III):

   —Escribe y ajusta, por el método ion-electrón, la ecuación iónica que representa el proceso anterior.

7. La reacción de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso genera cloruro de manganeso (II), cloro y agua.

   —Escribe la reacción molecular ajustada por el método del ion-electrón.

- **Celdas galvánicas**

8. Cuando se forma una pila voltaica con el electrodo estándar de hidrógeno, el electrodo estándar de cinc es el ánodo. Explica cómo puede comprobarse experimentalmente este hecho.

9. Representa la pila voltaica necesaria para medir el potencial del electrodo estándar de la plata. Ten en cuenta que el electrodo de plata será el cátodo. Escribe las reacciones y la notación abreviada de la pila.

10. Indica razonadamente qué especie de cada pareja es el oxidante más fuerte, si ambos están en medio ácido:

    a. H^+ o Ni^{2+}
    b. Ce^{4+} o Sn^{4+}
    c. Mn^{2+} o H^+
    d. NO^-_3 o SO_4^{2-}

11. Indica razonadamente qué especie de cada pareja es el reductor más fuerte:

    a. K o Na
    b. Br^- o Cl^-
    c. Sn^{2+} o Fe^{2+}
    d. Ce^{3+} o H_2



80

Solucionario



$H_{2(g)} \longrightarrow 2H^+_{(ac)} + 2e^-$

$2Ag^+_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow 2Ag_{(s)}$

$2Ag^+_{(ac)} + H_{2g} \longrightarrow 2H^+_{(ac)} + 2Ag_{(s)}$

$H^{2(g)} \mid H^+_{(aq,\,1,\,0M)} \parallel Ag^+_{(aq,\,1,\,0M)} \mid Ag_{(s)}$

Ánodo (–) Cátodo (+)

10. H^+ o Ni^{2+}	H^+
Ce^{4+} o Sn^{4+}	Ce^{4+}
Mn^{2+} o H^+	H^+
NO_3^- o SO_4^{2-}	NO^{3-}
11. K o Na	Na
Sn^{2+} o Fe^{2+}	Fe^{2+}
Br^- o Cl^-	Cl^-
Ce^{3+} o H_2	Ce^{3+}

12. a. Mg^{+2}/Mg y Ag^+/Ag

$Mg^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	–2,37 V
$2(Ag^+_{(ac)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)})$	+ 0,80 V
$2Ag^+_{(ac)} + 2e^- \rightarrow 2Ag_{(s)}$	+ 0,80 V
$Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(ac)} + 2e^-$	–[–2,37 V]

$2Ag^+_{(aq)} + Mg_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Mg^{2+}_{(aq)}$

Fem = + 0,80 V –[– 2,37 V] = 3,17 V

b. Cl_2/Cl^- y Fe^{3+}/Fe^{2+}

$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-_{(ac)}$	+ 1,36 V
$2(Fe^{3+}_{(ac)} + e^- \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)})$	+0,77 V

$2Fe^{2+}_{(ac)} \rightarrow 2Fe^{3+}_{(ac)} + 2e^-$

$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-_{(ac)}$

$Cl_{2(g)} + 2Fe^{2+}_{(ac)} \rightarrow 2Cl^-_{(ac)} + 2Fe^{3+}_{(ac)}$

Fem = +01,36 V – [0,77 V] = 0,59 V

13) a. $Ni^{2+}_{(ac)} + Cd_{(s)} \rightarrow Ni_{(s)} + Cd^{2+}_{(ac)}$

Fem = –0,25 V –[–0,40 V] = 0,15 > 0 → espontánea

b. $MnO^-_{4(ac)} + Cl^-_{(ac)} \rightarrow Mn^{2+}_{(ac)} + Cl_{2(ac)}$

Fem = +1,51 V –[1,36 V] = 0,15 > 0 → espontánea

c. $Ce^{3+}_{(ac)} + H^+_{(ac)} \rightarrow Ce^{4+}_{(ac)} + H_{2(g)}$

Fem = 0,00 V –[1,61 V] = –1,61 V < 0 → no espontánea

14) a. Fe^{+2}/Fe y Ag^+/Ag

$Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$	–0,44 V
$2Ag^+_{(ac)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$	+ 0,80 V
$2Ag^+_{(ac)} + 2e^- \rightarrow 2Ag_{(s)}$	+0.80 V
$Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^-$	–[–0,44 V]

$2Ag^{+}_{(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}$

$Fem = +0{,}80\ V - [-\ 0{,}44\ V] = 1{,}24\ V$

b. H^{+}/H_2 y Cu^{2+}/Cu

$2H^{+}_{(ac)} + 2e^{-} \rightarrow H_{2\,(g)}$	0,00 V
$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^{-} \rightarrow Cu_{(s)}$	+0.34 V
$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^{-} \rightarrow Cu_{(s)}$	+0.34 V
$H^{2}_{(g)} \rightarrow 2H^{+} + 2e^{-}$	0,00 V

$Cu^{2+}_{(ac)} + H_{2(g)} \rightarrow Cu_{(s)} + 2H^{+}$

$Fem = +0{,}34\ V - [\ 0{,}00\ V] = 0{,}34\ V$

15) a. La electrólisis del HCl en disolución acuosa, sabiendo que se descargan los iones Cl^{-} y H^{-}.

$HCl_{(ac)} \rightarrow H_{2(g)} + Cl_{2(g)}$

Oxidación $2Cl^{-}_{(ac)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^{-}$

Reducción $2e^{-} + 2H^{+}_{(ac)} \rightarrow H_{2(g)}$

$2H^{+}_{(ac)} + 2Cl^{-}_{(ac)} \rightarrow H_{2(g)} + Cl_{2(g)}$

b. La electrolisis de cloruro de cobre (II) en disolución acuosa, sabiendo que se obtienen Cl_2 y Cu.

$CuCl_{2(ac)} \rightarrow Cu_{(s)} + Cl_{2(g)}$

Oxidación $2Cl^{-}_{(ac)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^{-}$

Reducción $2e^{-} + Cu^{2+}_{(ac)} \rightarrow Cu_{(s)}$

$2Cl^{-}_{(ac)} + Cu^{2+}_{(ac)} \rightarrow Cl_{2(g)} + Cu_{(g)}$

16) Ecuaciones de oxidación

$Li_{(ac)} + e^{-} \rightarrow Li_{(s)}$ −3,05 V

$Zn^{2+}_{(ac)} + 2e^{-} \rightarrow Zn_{(s)}$ −0.76 V

Como el conjugado oxidante del zinc tiene una energía mayor, es el oxidante más fuerte. Lo cual convierte al Li en el reductor más fuerte.

17) En medio ácido

$KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + K_2SO_4$

$2e^{-} + 2H^{+} + 2KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2NO + K_2SO_4 + 2H_2O$

$2KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2\,SO_4 + 2H^{+} + 2e^{-}$

$2KNO_2 + 2KI + 2H_2SO_4 \rightarrow 2NO + I_2 + 2K_2SO_4 + 2H_2O$

$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + I_2$

$6e^{-} + 6H^{+} + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 7H_2O$

$3(2KI + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + I_2 + 2H^{+} + 2e^{-})$

$K_2Cr_2O_7 + 6KI + 7H_2SO_4 \longrightarrow 4K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2$

$C_2H_5OH + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

$3H_2O + C_2H_5OH \longrightarrow 2CO_2 + 12H^{+} + 16e^{-}$

$4(4e^{-} + 4H^{+} + O_2 \longrightarrow 2H_2O)$

$C_2H_5\,OH + 4H^{+} + 4O^{2} \longrightarrow 2CO_2 + 5H_2O$

Página 81

12. Representa esquemáticamente las pilas voltaicas formadas por los electrodos indicados. Escribe las correspondientes reacciones y calcula la fem estándar de cada pila.
    a. Mg^{2+} / Mg y Ag^{+} / Ag
    b. Cl_2 / Cl^{-} y Fe^{3+} / Fe^{2+}
13. Predice razonadamente si las siguientes reacciones ocurrirán espontáneamente en condiciones estándar:
    a. $Ni^{2+}\,(aq) + Cd\,(s) \rightarrow Ni\,(s) + Cd^{2+}\,(aq)$
    b. $MnO^{-}_{4}\,(aq) + Cl^{-}\,(aq) \rightarrow Mn^{2+}\,(aq) + Cl_2\,(g)$
    c. $Ce^{3+}\,(aq) + H^{+}\,(aq) \rightarrow Ce^{4+}\,(aq) + H_2\,(g)$
14. Calcula la fem estándar de las siguientes pilas:
    a. Fe^{2+} / Fe y Ag^{+} / Ag
    b. H^{+} / H_2 y Cu^{2+} / Cu

- **Electrólisis**

15. Describe:
    a. La electrólisis del HCl en disolución acuosa, sabiendo que se descargan los iones Cl^{-} y H^{+}.
    b. La electrólisis del cloruro de cobre (II) en disolución acuosa, sabiendo que se obtienen Cl_2 y Cu.

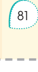
- **Reacciones de oxidación y reducción**

16. Explica la frase: El litio es un reductor más fuerte que el cinc. Indica cuáles son sus oxidantes conjugados y cuál de éstos tendrá un carácter oxidante más fuerte.
17. Ajusta las siguientes ecuaciones correspondientes a reacciones redox.
    a. En medio ácido:
       $KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + K_2SO_4$
       $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2\,(SO_4)_3 + I_2$
       $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
       $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$
    b. En medio básico:
       $Cl_2 + OH^{-} \rightarrow Cl^{-} + ClO^{-} + H_2O$
       $P \rightarrow PH_2O_2^{-} + PH_3$

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

- Trabajo personal: ¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? ¿He cumplido mis tareas? ¿Qué aprendí en esta unidad temática?
- Trabajo en equipo: ¿He compartido con mis compañeros o compañeras? ¿He respetado las opiniones de los demás?
- **Escribe** la opinión de tu familia.
- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.



Página 81

12. Representa esquemáticamente las pilas voltaicas formadas por los electrodos indicados. Escribe las correspondientes reacciones y calcula la fem estándar de cada pila.
   a. Mg^{2+} / Mg y Ag^{+} / Ag
   b. Cl_2 / Cl^- y Fe^{3+} / Fe^{2+}
13. Predice razonadamente si las siguientes reacciones ocurrirán espontáneamente en condiciones estándar:
   a. $Ni^{2+}(aq) + Cd(s) \rightarrow Ni(s) + Cd^{2+}(aq)$
   b. $MnO^-_4(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + Cl_2(g)$
   c. $Ce^{3+}(aq) + H^+(aq) \rightarrow Ce^{4+}(aq) + H_2(g)$
14. Calcula la fem estándar de las siguientes pilas:
   a. Fe^{2+} / Fe y Ag^+ / Ag
   b. H^+ / H_2 y Cu^{2+} / Cu

- **Electrólisis**

15. Describe:
   a. La electrólisis del HCl en disolución acuosa, sabiendo que se descargan los iones Cl^- y H^+.
   b. La electrólisis del cloruro de cobre (II) en disolución acuosa, sabiendo que se obtienen Cl_2 y Cu.

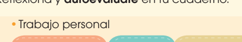
- **Reacciones de oxidación y reducción**

16. Explica la frase: El litio es un reductor más fuerte que el cinc. Indica cuáles son sus oxidantes conjugados y cuál de éstos tendrá un carácter oxidante más fuerte.
17. Ajusta las siguientes ecuaciones correspondientes a reacciones redox.
   a. En medio ácido:
   $KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + K_2SO_4$
   $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + I_2$
   $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
   $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$
   b. En medio básico:
   $Cl_2 + OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$
   $P \rightarrow PH_2O_2^- + PH_3$

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

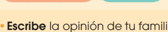
- Trabajo personal




¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? ¿He cumplido mis tareas? ¿Qué aprendí en esta unidad temática?

- Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros o compañeras? ¿He respetado las opiniones de los demás?



- **Escribe** la opinión de tu familia.
- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

81

Solucionario

12. a. Mg^{+2}/Mg y Ag^+/Ag

$Mg^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Mg(s)$ –2,37 V

$2(Ag^+_{(ac)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)})$ + 0,80 V

$2Ag^+_{(ac)} + 2e^- \rightarrow 2Ag_{(s)}$ + 0,80 V

$Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(ac)} + 2e^-$ –[–2,37 V]

$2Ag^+_{(aq)} + Mg_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Mg^{2+}_{(aq)}$

Fem = + 0,80 V –[– 2,37 V] = 3,17 V

b. Cl_2/Cl^- y Fe^{3+}/Fe^{2+}

$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-_{(ac)}$ + 1,36 V

$2(Fe^{3+}_{(ac)} + e^- \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)})$ +0,77 V

$2Fe^{2+}_{(ac)} \rightarrow 2Fe^{3+}_{(ac)} + 2e^-$

$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-_{(ac)}$

$Cl_{2(g)} + 2Fe^{2+}_{(ac)} \rightarrow 2Cl^-_{(ac)} + 2Fe^{3+}_{(ac)}$

Fem = +01,36 V – [0,77 V] = 0,59 V

13) a. $Ni^{2+}_{(ac)} + Cd_{(s)} \rightarrow Ni_{(s)} + Cd^{2+}_{(ac)}$

Fem = –0,25 V –[–0,40 V] = 0,15 > 0 → espontánea

b. $MnO^-_{4(ac)} + Cl^-_{(ac)} \rightarrow Mn^{2+}_{(ac)} + Cl_{2(ac)}$

Fem = +1,51 V –[1,36 V] = 0,15 > 0 → espontánea

c. $Ce^{3+}_{(ac)} + H^+_{(ac)} \rightarrow Ce^{4+}_{(ac)} + H_{2(g)}$

Fem = 0,00 V –[1,61 V] = –1,61 V < 0 → no espontánea

14) a. Fe^{+2}/Fe y Ag^+/Ag

$Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$ –0,44 V

$2Ag^+_{(ac)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$ + 0,80 V

$2Ag^+_{(ac)} + 2e^- \rightarrow 2Ag_{(s)}$ +0.80 V

$Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^-$ –[–0,44 V]

$2Ag^+_{(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}$

Fem = +0,80 V –[– 0,44 V] = 1,24 V

b. H^+/H_2 y Cu^{2+}/Cu

$2H^+_{(ac)} + 2e^- \rightarrow H_{2\,(g)}$ 0,00 V

$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ +0.34 V

$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ +0.34 V

$H^2_{(g)} \rightarrow 2H^+ + 2e^-$ 0,00 V

$Cu^{2+}_{(ac)} + H_{2(g)} \rightarrow Cu_{(s)} + 2H^+$

Fem = +0,34 V – [0,00 V] = 0,34 V

15) a. La electrólisis del HCl en disolución acuosa, sabiendo que se descargan los iones Cl^- y H^-.

$HCl_{(ac)} \rightarrow H_{2(g)} + Cl_{2(g)}$

Oxidación $2Cl^-_{(ac)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$

Reducción $2e^- + 2H^+_{(ac)} \rightarrow H_{2(g)}$

$2H^+_{(ac)} + 2Cl^-_{(ac)} \rightarrow H_{2(g)} + Cl_{2(g)}$

b. La electrolisis de cloruro de cobre (II) en disolución acuosa, sabiendo que se obtienen Cl_2 y Cu.

$CuCl_{2(ac)} \rightarrow Cu_{(s)} + Cl_{2(g)}$

Oxidación $2Cl^-_{(ac)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$

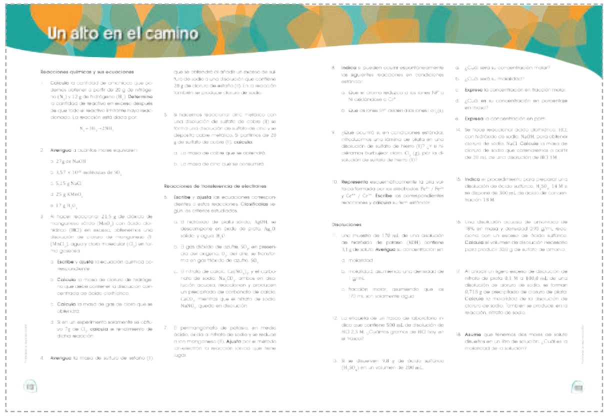
Disoluciones

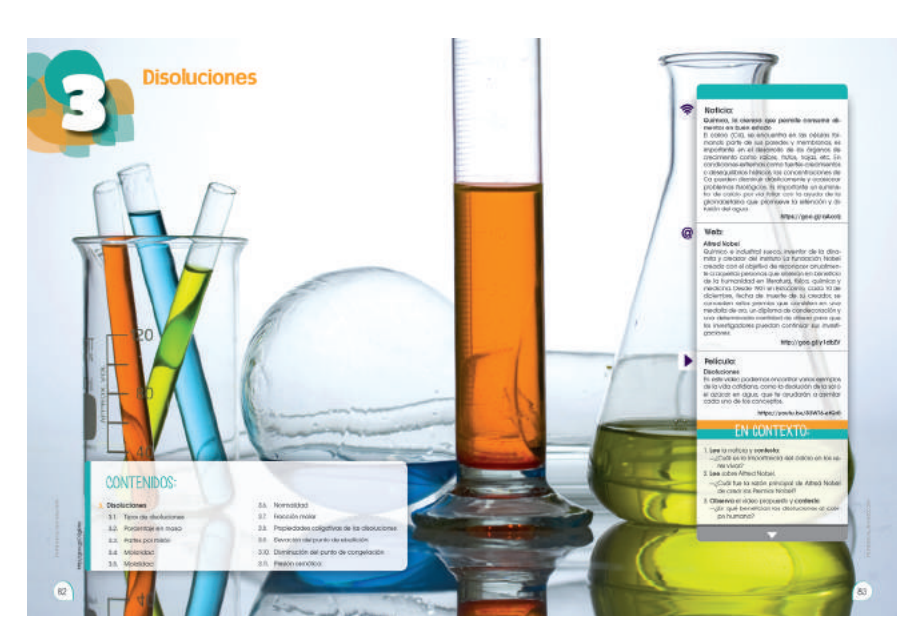












Bloques curriculares	Contenidos
Disoluciones	3.1 Tipos de disoluciones
	3.2 Porcentaje en masa
	3.3 Partes por millón
	3.4 Molaridad
	3.5 Molalidad
	3.6 Normalidad
	3.7 Fracción molar
	3.8 Propiedades coligativas de las disoluciones
	3.9 Elevación del punto de ebullición
	3.10 Disminución del punto de congelación
	3.11 Presión osmótica

PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR					
Nombre de la institución					
Nombre del Docente				**Fecha**	
Área	Ciencias Naturales	**BGU**	Segundo	**Año lectivo**	
Asignatura	Química			**Tiempo**	
Unidad didáctica	3 - Disoluciones				
Objetivo de la unidad	OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico; demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico. OG.CN.2. Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el Universo, y sobre los procesos, físicos y químicos, que se producen en la materia. OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental. OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales. OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social. OG.CN.10. Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.				
Criterios de Evaluación	CE.CN.Q.5.4. Argumenta con fundamento científico que los átomos se unen debido a diferentes tipos de enlaces y fuerzas intermoleculares y que tienen la capacidad de relacionarse de acuerdo a sus propiedades al ceder o ganar electrones				

¿Qué van a aprender? **DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO**	¿Cómo van a aprender? **ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE** (Estrategias Metodológicas)	**RECURSOS**	¿Qué y cómo evaluar? **EVALUACIÓN** Indicadores de Evaluación de la unidad
CN.Q.5.1.8. Deducir y explicar la unión de átomos por su tendencia a donar, recibir o compartir electrones para alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano, según la teoría de Kössel y Lewis. CN.Q.5.1.9. Observar y clasificar el tipo de enlaces químicos y su fuerza partiendo del análisis de la relación existente entre la capacidad de transferir y compartir electrones y la configuración electrónica, con base en los valores de la electronegatividad. CN.Q.5.1.10. Deducir y explicar las propiedades físicas de compuestos iónicos y covalentes desde el análisis de su estructura y el tipo de enlace que une a los átomos, así como de la comparación de las propiedades de sustancias comúnmente conocidas. CN.Q.5.1.11. Establecer y diferenciar las fuerzas intermoleculares partiendo de la descripción del puente de hidrógeno, fuerzas de London y de Van der Walls, y dipolo-dipolo.	Comparar y analizar disoluciones de diferente concentración, mediante la elaboración de soluciones de uso común. Identificar tipos de disoluciones según la naturaleza y concentración de sus componentes. Debatir la necesidad que existe en la industria alimenticia, química, farmacéutica, etc. para utilizar unidades de concentración expresadas en porcentaje en masa, porcentaje en volumen, partes por millón (ppm), molaridad, normalidad, molalidad, fracción molar, etc. Comprender el proceso de preparación de soluciones y de diluciones a partir de soluciones madre. Identificar las principales características de las propiedades coligativas.	Texto Cuadernos Videos (sitios web) Pizarra Calculadora Materiales de laboratorio como balanza analítica o electrónica, espátula, pesamuestras, vasos de precipitación, pipeteadores, pipetas volumétricas o graduadas, agua destilada, picetas. Mandil, gafas, guantes, calculadora y tabla periódica.	I.CN.Q.5.10.1. Justifica desde la experimentación el cumplimiento de las leyes de transformación de la materia, mediante el cálculo de la masa molecular, la masa molar (aplicando número de Avogadro) y la composición porcentual de los compuestos químicos. (I.2.)

***Adaptaciones curriculares**	
Especificación de la necesidad educativa	**Especificación de la adaptación a ser aplicada**

Ejemplo 1:

Un metal alcalinotérreo reacciona con O_2; en ese proceso se transfieren electrones. Si se utilizaron 20 gramos de este metal para producir 0,22 moles de producto. Determine, ¿de qué elemento se trata?

Lo primero que se debe hacer es plantear la reacción, tomando en cuenta que los metales alcalinotérreos tienen carga +2. Al ser un metal desconocido tenemos X^{+2}.

Cuando este metal reacciona con oxígeno se forma:

$$X_2O_2 = XO$$

En base a lo descrito, la ecuación debe ser:

$$X^{+2} + O_2 \rightarrow XO$$

Pero toda ecuación debe estar balanceada:

$$2X^{+2} + O_2 \rightarrow 2XO$$

Se sabe que con 20 gramos del metal se producen 0.22 moles de XO, de modo que el planteamiento de la estequiometría es:

$$20 \text{ g de } X^{+2} \times \frac{1 \text{ mol } X^{+2}}{Y \text{ g } X^{+2}} \times \frac{2 \text{ mol XO}}{2 \text{ mol } X^{+2}} = 2 \text{ moles de XO}$$

$$Y = 87.62 \text{ g} \rightarrow \text{el metal puede ser } Sr^{+2}$$

Cálculo de la molaridad relacionado con óxido-reducción.

La concentración expresada en molaridad puede ser expresada de igual manera en reacciones de óxido-reducción, donde uno de los iones de un compuesto se puede oxidar o reducir.

Ejemplo 2:

Una cantidad de 45mL de dicromato, cuya concentración es de 2M, reacciona para generar varios productos, como se muestra en la siguiente reacción:

$$Cr_2O_2^{-7} + 6Fe^{2+} + 14H^{+} \rightarrow 2Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 7H_2O$$

Si se generan 110mL de agua, ¿cuál será la concentración de este producto?

Utilizando la molaridad y el volumen de dicromato, conoceremos la cantidad de moles que se producen en la reacción:

$$M = \frac{n}{V} \qquad n = M \rightarrow V$$

$$45 \text{ mL} \times \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} = 0{,}045 \text{ L}$$

$$n = 2M \text{ x } 0.045 \text{ L} = 0.090 \text{ moles de } Cr_2O_2^{-7}$$

Con este dato, determinaremos la cantidad de moles de cualquier producto de la reacción; en este caso, lo que nos interesa es el agua.

$$0.090 \text{ moles de } Cr_2O_2^{-7} \times \frac{7 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } Cr_2O_2^{-7}} = 0{,}63 \text{ moles de } H_2O$$

Una vez que se obtiene la cantidad de agua en moles, al conocer el volumen podremos determinar la molaridad.

$$110 \text{ mL} \times \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} = 0{,}110 \text{ L}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0{,}063 \text{ moles de } H^2O}{1 \text{ moles de } Cr_2O_2^{-7}} = 5{,}72 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejemplo 3:

Para la siguiente reacción de óxido-reducción:

$$5SO_2 + 2MnO_4^- + 2H_2O \rightarrow 5SO_4^{-2} + 2Mn^{+2} + 4H^+$$

a. Determinar la cantidad de volumen, en mililitros, de una concentración 1.5M de Mn^{+2}, a partir de 230 mililitros de una solución de SO_2 1.33 M.

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \times V$$

$$230\ mL \times \frac{1L}{1000mL} = 0{,}230\ L$$

$$n = 1.33M \times 0.230\ L = 0.31\ moles\ de\ SO_2$$

$$0{,}31\ moles\ de\ SO_2 \times \frac{2\ moles\ de\ Mn^{+2}}{5\ moles\ de\ SO_2} = 0{,}124\ moles\ de\ Mn^{+2}$$

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{M}$$

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0{,}124\ moles\ de\ Mn^{+2}}{1{,}333\ M}$$

$$V = 0{,}750\ L \times \frac{1000mL}{1L} = 750\ mL$$

b. ¿Cuál es la concentración molar de agua que se requiere para preparar 2L, para producir 3 litros de SO_2 0.57 M?

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \times V$$

$$n = M \times V = 0{,}57\ M \times 3L = 1{,}71\ moles\ de\ SO_2$$

$$1{,}71\ moles\ de\ SO_2 \times \frac{2\ moles\ de\ H_2O}{5\ moles\ de\ SO_2} = 0{,}684\ moles\ de\ H_2O$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0{,}684\ moles\ de\ H_2O}{2L} = 0{,}342\ \frac{moles\ de\ H_2O}{L}$$

Gases nobles

El descubrimiento de los gases nobles contribuyó a la comprensión de la estructura atómica, comportándose como gases ideales bajo condiciones normales de presión y temperatura; por lo tanto, sus tendencias anormales a la ley de los gases ideales proporcionan claves importantes para el estudio de las fuerzas e interacciones moleculares. Estos gases fueron descubiertos en 1898 por William Ramsay gracias a estudios basados en óxidos de nitrógeno, en donde se llegó a la conclusión de que existía un gas desconocido en el aire. Años después se logró determinar que dicho gas era el Argón y así se descubrieron los gases nobles.



http://goo.gl/62n0Eo

Nombre: ______________________ Fecha: ______________

1. En la industria del vino y derivados se debe determinar del porcentaje de ácido acético en el vinagre. En una determinación se diluyen 12,45 g de vinagre hasta un volumen de 100 cm^3. En la valoración de una muestra de 25 cm^3 se gastan 35,8 m^3 de una disolución de hidróxido de bario con una concentración 0,025 M. Calcula el porcentaje de ácido acético en el vinagre.

   Datos: Masas atómicas:
   $H = 1, C = 12, O = 16$

2. Se dispone de una disolución 1,2 M de hidróxido de sodio (disolución A), a partir de la cual se quieren preparar 500 cm^3 de una disolución de NaOH de concentración 2,4 x10^{-3} M (disolución B).

   a. ¿Qué volumen de la disolución concentrada (disolución A) hay que diluir para preparar la disolución B?

   b. Explica los pasos a seguir y el material necesario para preparar esta disolución en el laboratorio.

3. En un laboratorio se usa ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado al 98 % en masa. Esta la disolución tiene una densidad de 1,80 g/mL. Expresa la concentración de ácido en la disolución en molaridad y molalidad.

   Datos: Masas atómicas:
   $H = 1, O = 16, S = 32{,}06$

3. Para determinar el contenido de carbonato de calcio de un mármol, se toma una muestra de 0,350 g y se hace reaccionar con un exceso de HCl. Se obtienen como productos, $CaCl_2$, agua y 83,2 cm^3 de CO_2 (g) medidos a 22 °C y 0,987 atm.

   a. Escribe la ecuación ajustada para esta reacción.

   b. Calcula el porcentaje en masa de $CaCO_3$ presente en el mármol.

   c. Calcula la masa de cal viva (CaO) que se puede obtener al calcinar en un horno una tonelada de la esta piedra caliza, si el rendimiento del proceso es del 80 %, según la ecuación química:

$$CaCO_3\ (s) \rightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)$$

Datos: Masas atómicas:
$H = 1, C = 12, O = 16, Cl = 35{,}45,$
$Ca = 40{,}08$

$R = 0{,}082\ atm \cdot l\ /K^{-1} \cdot mol^{-1}$

3. En un laboratorio se usa ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado al 98 % en masa. Esta la disolución tiene una densidad de 1,80 g/mL. Expresa la concentración de ácido en la disolución en molaridad y molalidad.

   Datos: Masas atómicas:
   $H = 1, O = 16, S = 32{,}06$

1. Para determinar el porcentaje de ácido acético (CH_3COOH) presente en un vinagre, se utiliza la reacción de neutralización con hidróxido de bario ($Ba(OH)_2$), según la ecuación:

$$2\ CH_3COOH\ Ba(OH)_2 \rightarrow (CH_3COO_2Ba)\ Ba + 2H_2O$$

Determinación del número de moles de ácido acético presentes en 25 cm^3, neutralizados por el $Ba(OH)_2$:

Volumen de $Ba(OH)_2 = 35{,}8 \cdot 10^{-3}$ L; concentración $Ba(OH)_2 = 0{,}025$ M

Por lo tanto:

$$35{,}8 \cdot 10^{-3}\ L \cdot ((0{,}025\ mols\ Ba(OH)_2 / 1L) \cdot (2\ mol\ CH_3COOH / 1\ mol\ Ba(OH)_2) = 1{,}79 \cdot 10^{-3}\ mol\ CH_3COOH$$

Esta cantidad de ácido acético se encontraban en un volumen de 25 cm^3. Así pues, la concentración de ácido acético será:

$$(1{,}79 \cdot 10^{-3}\ mol\ CH_3COOH / 25 \cdot 10^{-3}\ L) = 0{,}0716\ M\ CH_3COOH$$

Sabiendo la concentración de ácido acético, se calcula la masa de este compuesto presente en 100 cm^3 de disolución:

$$(0{,}0716) \cdot (mol\ CH_3COOH / 1\ L) \cdot 0{,}1L \cdot (60\ g\ CH_3COOH / 1\ mol) = 0{,}4296\ g\ CH_3COOH$$

Finalmente, se calcula el porcentaje de ácido acético en el vinagre:

$$35{,}8 \cdot 10^{-3}\ L \cdot ((0{,}025\ mols\ Ba(OH)_2 / 1L) \cdot (2\ mol\ CH_3COOH / 1\ mol\ Ba(OH)_2) = 1{,}79 \cdot 10^{-3}\ mol\ CH^3COOH$$

$$(0{,}4296\ g\ CH_3COOH / 12{,}45\ g\ (vinagre)) \cdot 100 = 3{,}45\%$$

2. A partir de una disolución A de concentración 1,2 M de NaOH, se quiere preparar 500 mL una disolución B de concentración $2{,}4 \cdot 10^{-3}$ M de NaOH. En primer lugar, se calcula cuantos moles de NaOH son necesarios para preparar la disolución B:

$$500 \cdot 10^{-3}\ L \cdot 2{,}4 \cdot 10^{-3}\ mol\ NaOH\ L = 1{,}2 \cdot 10^{-3}\ mol\ NaOH$$

A continuación, se calcula el volumen que hay que tomar de la disolución A para que contenga el número de moles de NaOH necesario:

$$1{,}2 \cdot 10^{-3}\ mol\ NaOH \cdot (1\ L\ disolución\ A / 1{,}2\ mol\ NaOH) = 1{,}0 \cdot 10^{-3}\ L = 1\ mL\ disolución\ A$$

b. Para preparar esta disolución se procede de la siguiente manera: se llena hasta la mitad de agua un matraz aforado de 500 mL. Con una pipeta aforada de 1 mL se toma este volumen de disolución A y se añade al matraz aforado de 500 mL, que se acaba de enrasar con agua hasta el volumen de 500 mL.

3. Conocidas la composición en masa de la disolución de ácido sulfúrico y su densidad, se pasa a calcular la molaridad y molalidad de la disolución. En primer lugar se calcula la masa molar del H_2SO_4:

$$M(H_2SO_4) = 2 \times 1 + 32{,}06 + 4 \times 16 = 98{,}06 \text{ g/mol}$$

A partir de la definición de molaridad:

Molaridad = (moles soluto / litros disolución)

$$\text{Molaridad} = ((98 \text{ g } H_2SO_4 / 100 \text{ g disolución}) \cdot ((1 \text{ mol } H_2SO_4 / 98 \text{ g } H_2SO_4)) \cdot (1{,}80 \text{ g disolución} / 1 \text{ mL disolución}) \cdot (10^3 \text{ mL} / 1 \text{ L}) = 17{,}98 \text{ M}$$

De la definición de molalidad:

Molaridad = (moles soluto / kg disolvente)

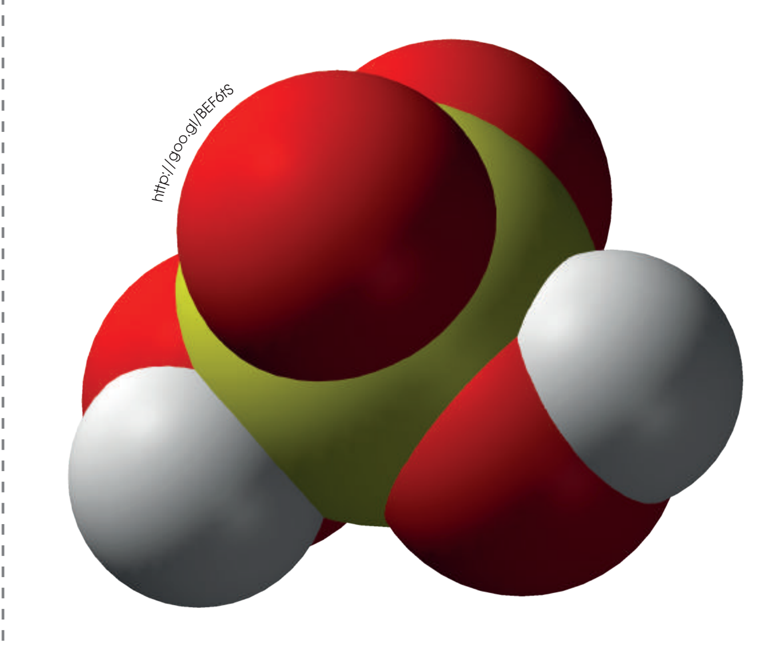
se pasa a calcular el número de moles de soluto y la masa de disolvente:

$$\text{Moles soluto } (H_2SO_4)\ 98 \text{ g} \cdot ((1 \text{ mol } H_2SO_4) / 98{,}06 \text{ g } H_2SO_4) \cong 1 \text{ mol } H_2SO_4$$

Masa disolvente = masa disolución – masa soluto = 100 g disolución – 98 g H_2SO_4 = 2 g disolvente

Por lo tanto:

$$\text{Molaridad} = 1 \text{ mol } H_2SO_4 / 2 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 500 \text{ m}$$



a. $CaCO_3$ (s) + 2 HCl (aq)→ $CaCl_2$ (aq) + H_2O (l) + CO_2 (g)

b. Para calcular la cantidad de $CaCO_3$, primero se calcula el número de moles de CO_2 a partir de los

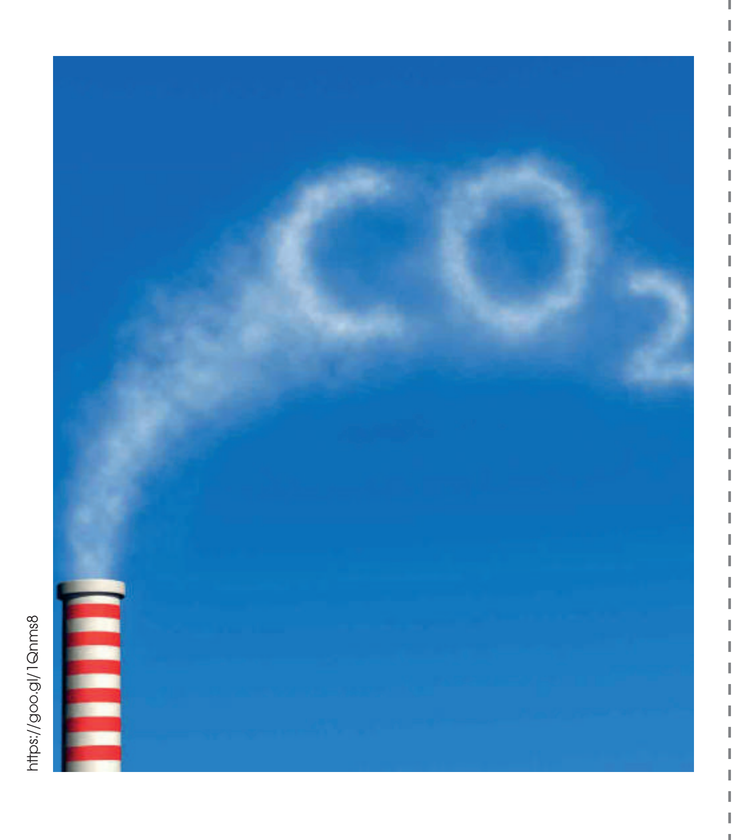
datos del problema:

$$V(CO_2) = 83{,}2 \text{ cm}^3$$
$$T = 295{,}15 \text{ K}$$
$$P = 0{,}987 \text{ atm}$$

$$n = (P \cdot V) / (R \cdot T)$$

$$= (0{,}987 \text{ atm} \cdot 83{,}2 \cdot 10^{-3} \text{ L}) / (0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol}^{-1} \cdot \text{K-1} \cdot 295{,}15 \text{ K})$$

$$= 3{,}39 \cdot 10^{-3} \text{ moles } CO_2$$



https://goo.gl/1Qnms8

A partir del número de moles de CO_2 y según la ecuación química, se calcula la masa de $CaCO_3$:

$M (CaCO_3) = 100{,}08\ g/mol$

$$3{,}39 \cdot 10^{-3}\ moles\ CO_2 \cdot (1\ mol\ CaCO_3 / 1\ mol\ CO_2) \cdot (100{,}08\ g\ CaCO_3 / 1\ mol\ CaCO_3) = 0{,}339\ g\ CaCO_3$$

Por lo tanto, el porcentaje de $CaCO_3$ en el mármol es:

$$(0{,}339\ g\ CaCO_3 / 0{,}35\ g\ mármol) \cdot 100 = 96{,}93\ \%\ CaCO_3$$

c. La ecuación de la reacción en estudio es $CaCO_3\ (s) \rightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)$. Se calcula la cantidad de CaO que se obtendrá a partir de 1 000 kg de piedra caliza teniendo en cuenta el porcentaje de $CaCO_3$ encontrado en el apartado b) y sabiendo que esta reacción tiene un rendimiento del 80 %:

$$1 \cdot 10^6\ g\ caliza \cdot (96{,}93\ g\ CaCO_3 / 100\ g\ caliza) \cdot (1\ mol\ CaCO_3 / 100{,}08\ g\ CaCO_3) \cdot (1\ mol\ CaO / 1\ mol\ CaCO_3) \cdot (56{,}08\ g\ CaO / 1\ mol\ CaO) \cdot (80 / 100) = 4{,}3452 \cdot 10^5\ g\ CaO = 434{,}52\ kg\ CaO$$


http://goo.gl/z1ZTuu

CICLO DEL APRENDIZAJE

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

CE.CN.Q.5.11. Analiza las características de los sistemas dispersos según su estado de agregación y compara las disoluciones de diferente concentración en las soluciones de uso cotidiano a través de la experimentación sencilla.

Destrezas con criterios de desempeño

CN.Q.5.1.8. Deducir y explicar la unión de átomos por su tendencia a donar, recibir o compartir electrones para alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano, según la teoría de Kössel y Lewis.

CN.Q.5.1.9. Observar y clasificar el tipo de enlaces químicos y su fuerza partiendo del análisis de la relación existente entre la capacidad de transferir y compartir electrones y la configuración electrónica, con base en los valores de la electronegatividad.

CN.Q.5.1.10. Deducir y explicar las propiedades físicas de compuestos iónicos y covalentes desde el análisis de su estructura y el tipo de enlace que une a los átomos, así como de la comparación de las propiedades de sustancias comúnmente conocidas.

CN.Q.5.1.11. Establecer y diferenciar las fuerzas intermoleculares partiendo de la descripción del puente de hidrógeno, fuerzas de London y de Van der Walls, y dipolo-dipolo.

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los estudiantes:

- Aplicar la técnica Lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y su comprensión.
- Aplicar técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el profesor o profesora hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Aplicación:

- Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:
- Actividades de experimentación: Reto.
- Actividades de evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: Resumen, Para finalizar, Alto en el camino.

BANCO DE PREGUNTAS

1. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 122 g de $MgSO_4$ en 3.5 L de solución?

0.630 M

0.281 M

0.290 M

0.550 M

2. ¿Cuántas moles de KI están presentes en 0.85 L de una solución de 0.55M de KI?

3.1 moles

0.4675 moles

1.55 moles

0.935 moles

3. ¿Cuál es la molalidad de una solución que contiene 5 moles de NaOH en 4 kg de solución?

12.5 m

8 m

0.8 m

1.25 m

4. ¿Cuál es la molalidad de una solución que contiene 68 g de NaOH en 500 g de solución?

0.0034 m

1.18 m

1.70 m

3.40 m

5. Se tiene 100 mL de una solución 2M de KOH. ¿Cuál debería ser la molaridad de la solución si esta se diluye a un volumen de 1000 mL?

0.002 M

0.2 M

0.02 M

2 M

1. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 122 g de $MgSO_4$ en 3.5 L de solución?

0.630 M

0.281 M

0.290 M

0.550 M

2. ¿Cuántas moles de KI están presentes en 0.85 L de una solución de 0.55M de KI?

3.1 moles

0.4675 moles

1.55 moles

0.935 moles

3. ¿Cuál es la molalidad de una solución que contiene 5 moles de NaOH en 4 kg de solución?

12.5 m

8 m

0.8 m

1.25 m

4. ¿Cuál es la molalidad de una solución que contiene 68 g de NaOH en 500 g de solución?

0.0034 m

1.18 m

1.70 m

3.40 m

5. Se tiene 10 mL de una solución 2M de KOH. ¿Cuál debería ser la molaridad de la solución si esta se diluye a un volumen de 100 mL?

0.002 M

0.2 M

0.02 M

2 M

Subrayar o resaltar

La química requiere de la comprensión de la teoría para que, a partir de aquella, se pueda comprender los ejercicios. El subrayado puede ayudar a la comprensión de temas posteriores de la química. Al tener el libro subrayado, va a ser más fácil estudiar para un examen acumulativo como, por ejemplo, la prueba de unidad o la prueba de bloque.

Es una técnica que se utiliza para la comprensión y estudio profundo de los temas abordados a lo largo de la unidad. Para realizarla, se debe realizar inicialmente una lectura comprensiva y, se debe ir subrayando lo más importante.



https://goo.gl/Iztoxg

Al destacar las partes más significativas del texto, la familiarización con los conceptos y el estudio va a ser un proceso más eficiente y sencillo de realizar.

Se recomienda utilizar diferentes colores para el subrayado de los temas de la unidad. Por ejemplo, se podría subrayar los conceptos de color azul, las explicaciones de color amarillo, los ejercicios resueltos trascendentales de color verde, entre otros. La ventaja de utilizar diferentes colores es que ayuda al estudio, el cerebro entiende más rápidamente cuando tenemos varios colores.

Realizar tu propio resumen

En química, la parte teórica es una parte fundamental, lo conceptos o los antecedentes son parte fundamental para la comprensión y ejecución de ejercicios. Además, sirve de sustento para futuros temas más complejos, la química es un tanto acumulativa, mientras mejor base se tenga, es mejor para el desarrollo comprensivo.

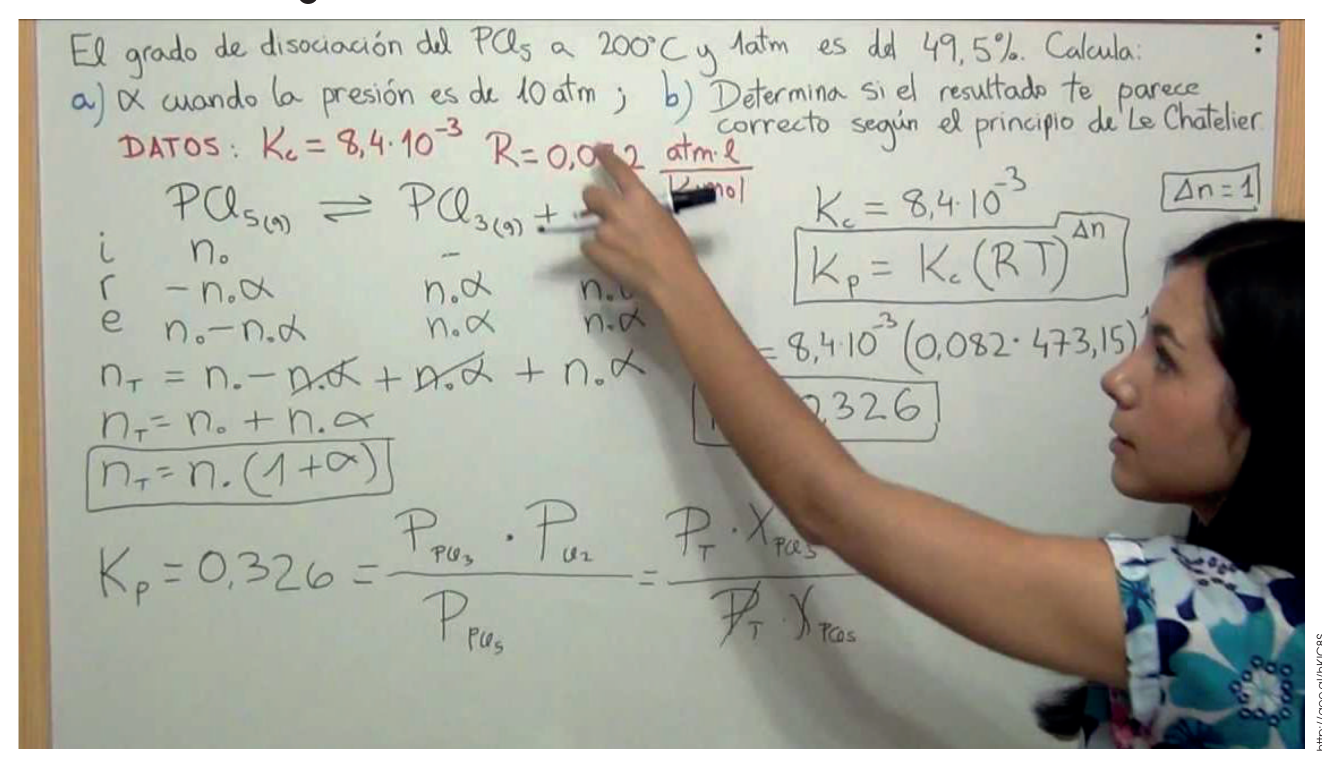
Es una técnica que trata de resumir lo más destacable de cada tema de la unidad, con tus propias palabras. Para realizar un resumen apropiado, éste, debe tener menor extensión que las páginas sin resumir inicialmente. Además, debe contener lo más destacable del contenido, sin dejar a un lado datos claves.



http://goo.gl/hKIC8S

Se debe ir resumiendo a mano con esfero o lápiz en hojas, o a computadora. Depende de cada persona el hecho de hacer su resumen a su estilo. Lo recomendable es hacerlo de la manera que gustes, con colores, a lápiz o con diferentes colores, el objetivo es realizar un trabajo en el que estés satisfecho de tu resumen, y, sobre todo, que recuerdes a partir de tus propios rasgos lo más importante de la información. más rápidamente cuando tenemos varios colores.

Técnica de diálogo simultáneo



http://goo.gl/hKIC8S

Es una técnica que se utiliza entre un grupo de personas, el cual puede ser moderado por el docente o por un miembro del grupo. Es un espacio para socializar, intercambiar ideas y opiniones respecto a un tema, con el fin de reflexionar, relacionar contenido y obtener conclusiones de manera conjunta. Consiste en el que el moderador introduce el tema, incluso puede proponer reglas como, por ejemplo, cuando el moderador concede la palabra, el miembro del grupo puede hablar. Se recomienda, que se vaya tomando nota de lo más relevante que surjan de las ideas del grupo y que se de lectura cuando se haya finalizado el diálogo simultáneo.

Ejercicios

Una de las principales formas de asimilar los conceptos de química, es a partir de la realización de ejercicios. Esto no solo ayuda a consolidar la teoría, sino también ayuda a desarrollar criterio y a aplicar conceptos. La resolución de casos prácticos ayuda a asimilar, entender y profundizar los conocimientos de manera sencilla. Especialmente cuando se involucran números, la clave es la realización de varios ejercicios. Sin embargo, estos también pueden ser teóricos, y es aquí cuando asimilamos y asociamos conceptos o desarrollamos más nuestro pensamiento.

Los casos aplicados a la vida diaria o los de realidad nacional, ayudan a comprender la importancia de la química en general, e incluso puede consolidar temas anteriormente abordados. Una sugerencia que se puede hacer es que entre los estudiantes formen grupos de estudio, enfocados a la resolución de ejercicios, incluso ellos pueden proponer ejercicios para intercambiar con sus compañeros. Todo esto se verá reflejado en el desempeño académico de los estudiantes.

Orientación didáctica

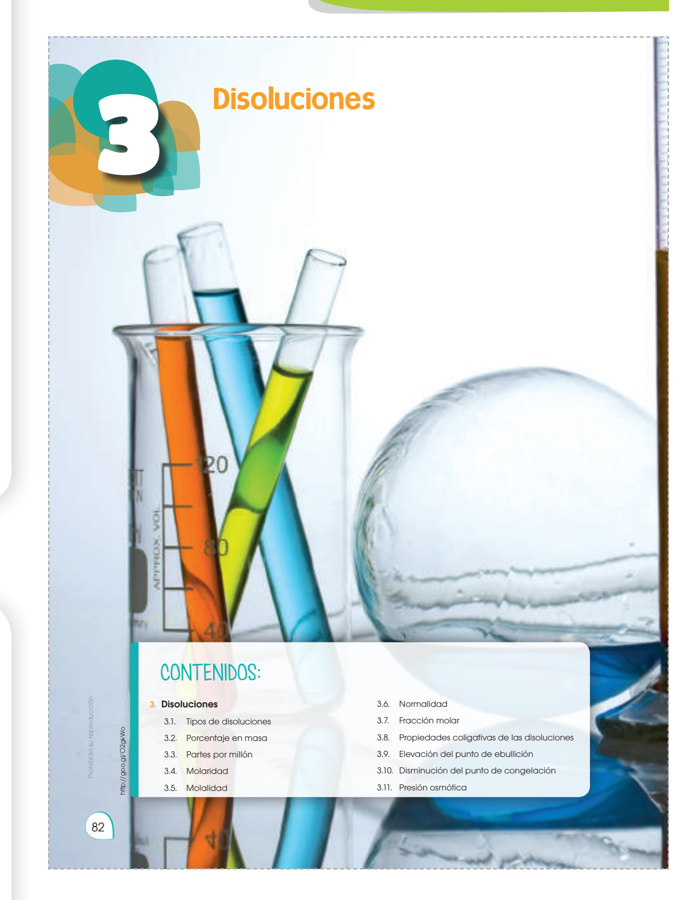
- Observe la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.
- Mandar una tarea en la que consista en observar el video u otros videos para comprender mejor los tipos de soluciones.

Actividades complementarias

- **Realizar un intercambio de ideas**

  Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

Página 82


3 Disoluciones

CONTENIDOS:

3. Disoluciones
3.1. Tipos de disoluciones
3.2. Porcentaje en masa
3.3. Partes por millón
3.4. Molaridad
3.5. Molalidad
3.6. Normalidad
3.7. Fracción molar
3.8. Propiedades coligativas de las disoluciones
3.9. Elevación del punto de ebullición
3.10. Disminución del punto de congelación
3.11. Presión osmótica

http://goo.gl/O2gkWo

82

Página 83



Noticia:

Química, la ciencia que permite consumir alimentos en buen estado

El calcio (Ca), se encuentra en las células formando parte de sus paredes y membranas, es importante en el desarrollo de los órganos de crecimiento como raíces, frutos, hojas, etc. En condiciones extremas como fuertes crecimientos o desequilibrios hídricos, las concentraciones de Ca pueden disminuir drásticamente y ocasionar problemas fisiológicos. Es importante un suministro de calcio por vía foliar con la ayuda de la glicinabetaína que promueve la retención y difusión del agua.

https://goo.gl/aAoclj

Web:

Alfred Nobel

Químico e industrial sueco, inventor de la dinamita y creador del instituto La fundación Nobel creada con el objetivo de reconocer anualmente a aquellas personas que sirvieran en beneficio de la humanidad en literatura, física, química y medicina. Desde 1901 en Estocolmo, cada 10 de diciembre, fecha de muerte de su creador, se conceden estos premios que consisten en una medalla de oro, un diploma de condecoración y una determinada cantidad de dinero para que los investigadores puedan continuar sus investigaciones.

http://goo.gl/y1dbZV

Película:

Disoluciones

En este video podremos encontrar varios ejemplos de la vida cotidiana, como la disolución de la sal o el azúcar en agua, que te ayudarán a asimilar cada uno de los conceptos.

https://youtu.be/83WT6-efQr0

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **contesta**:
   —¿Cuál es la importancia del calcio en los seres vivos?
2. **Lee** sobre Alfred Nobel.
   —¿Cuál fue la razón principal de Alfred Nobel de crear los Premios Nobel?
3. **Observa** el video propuesto y **contesta**:
   —¿En qué benefician las disoluciones al cuerpo humano?

Actividades complementarias

- **Realizar un intercambio de ideas**

  Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

Solucionario

1. Está en los huesos.
2. Químico de los gases nobles.
3. En que ayudan a digerir más rápido.

Orientación didáctica

- Comprende el concepto y la manera de realizar ejercicios que involucren unidades de concentración.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- **Realizar un intercambio de ideas**

  Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

Página 90

La densidad indica que hay 1,12 gramos de disolución por cada mililitro (mL) de disolución.

Paso 3: Reemplacémoslo en la fórmula y asociémoslo con la densidad.

$$\text{Concentración en masa} = \frac{35\ \text{g soluto}}{100\ \cancel{\text{g disolución}}} \times \frac{1{,}12\ \cancel{\text{g disolución}}}{1\ \cancel{\text{mL disolución}}} \times \frac{1000\ \cancel{\text{mL disolución}}}{1\ \text{L disolución}}$$

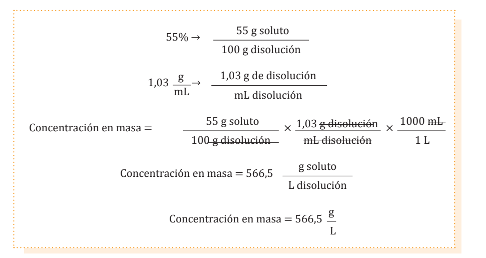
Nota cómo las unidades se simplifican en la conversión anterior.

$$\text{Concentración en masa} = 392\ \frac{\text{g soluto}}{\text{L disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 392\ \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Ejemplo 6

El porcentaje en masa de una disolución de ácido acético (CH_3COOH) es del 55% y su densidad es de 1,03 g/mL. Calculemos su concentración en g/L.



$$55\% \rightarrow \frac{55\ \text{g soluto}}{100\ \text{g disolución}}$$

$$1{,}03\ \frac{\text{g}}{\text{mL}} \rightarrow \frac{1{,}03\ \text{g de disolución}}{\text{mL disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = \frac{55\ \text{g soluto}}{100\ \cancel{\text{g disolución}}} \times \frac{1{,}03\ \cancel{\text{g disolución}}}{\cancel{\text{mL disolución}}} \times \frac{1000\ \cancel{\text{mL}}}{1\ \text{L}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 566{,}5\ \frac{\text{g soluto}}{\text{L disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 566{,}5\ \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Y TAMBIÉN: ¿?

Ácido acético o vinagre

Lo que comúnmente llamamos *vinagre*, en términos químicos lo conocemos como *ácido acético*. La diferencia es que a nivel comercial puede tener concentraciones muy bajas, mientras que en química se lo puede utilizar en concentraciones muy altas.



http://goo.gl/yDoQgW

4. **Determina** la concentración en porcentaje en masa que obtenemos al disolver 27 g de ácido nítrico (HNO_3) en un volumen final de 100 mL. La densidad de la solución es 1,04 g/mL. ¿Cuál será la concentración de esta solución en g/L?
5. Si disolvemos 20 g de nitrato de plata y 34 g de sulfato de amonio en un volumen final de 200 mL, **calcula** la concentración en porcentaje en masa para cada soluto. Densidad solución 1 g/mL.
6. La densidad del hierro es de 7,8 g/cm^3. ¿Qué volumen ocupará una masa de 850 gramos?
7. Un pedazo de madera tiene un volumen de 6 cm^3, si su densidad es igual a 2,7 g/cm^3, ¿cuál es su masa?

Página 90

La densidad indica que hay 1,12 gramos de disolución por cada mililitro (mL) de disolución.

Paso 3: Reemplacémoslo en la fórmula y asociémoslo con la densidad.

$$\text{Concentración en masa} = \frac{35 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1{,}12 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \times \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}}$$

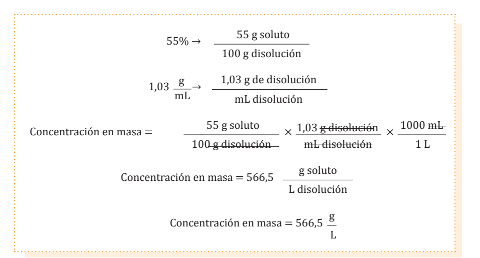
Nota cómo las unidades se simplifican en la conversión anterior.

$$\text{Concentración en masa} = 392 \frac{\text{g soluto}}{\text{L disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 392 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Ejemplo 6

El porcentaje en masa de una disolución de ácido acético (CH_3COOH) es del 55% y su densidad es de 1,03 g/mL. Calculemos su concentración en g/L.



$$55\% \rightarrow \frac{55 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}}$$

$$1{,}03 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \rightarrow \frac{1{,}03 \text{ g de disolución}}{\text{mL disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = \frac{55 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1{,}03 \text{ g disolución}}{\text{mL disolución}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 566{,}5 \frac{\text{g soluto}}{\text{L disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 566{,}5 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Y TAMBIÉN: ¿?

Ácido acético o vinagre

Lo que comúnmente llamamos *vinagre*, en términos químicos lo conocemos como *ácido acético*. La diferencia es que a nivel comercial puede tener concentraciones muy bajas, mientras que en química se lo puede utilizar en concentraciones muy altas.



http://goo.gl/yDoQgW

4. **Determina** la concentración en porcentaje en masa que obtenemos al disolver 27 g de ácido nítrico (HNO_3) en un volumen final de 100 mL. La densidad de la solución es 1,04 g/mL. ¿Cuál será la concentración de esta solución en g/L?
5. Si disolvemos 20 g de nitrato de plata y 34 g de sulfato de amonio en un volumen final de 200 mL, **calcula** la concentración en porcentaje en masa para cada soluto. Densidad solución 1 g/mL.
6. La densidad del hierro es de 7,8 g/cm³. ¿Qué volumen ocupará una masa de 850 gramos?
7. Un pedazo de madera tiene un volumen de 6 cm³, si su densidad es igual a 2,7 g/cm³, ¿cuál es su masa?

90

Solucionario

1. %v/v= (25mL zumo)/(25mL+115 mL) x100%=17.86%
2. 750mL × (4 mL ácido acético)/(100 mL vinagre)=30mL ácido acético
3. %v/v= (25 mL etanol)/(340 mL) x 100%=7.35%
4. Paso 1: Determinar la masa total de la disolución a partir del volumen y la densidad

   100 mL solución×(1.04 g solución)/(1 mL solución)=104 g solución

   Paso 2: Aplicar la fórmula de porcentaje en masa

   % en masa=(masa soluto(g))/(masa disolución(g)) x 100%

   % en masa=(27g HNO_3)/(104g solución) x 100%=25.96%

   Paso 3: Emplear la fórmula de concentración en masa, cambiando las unidades de volumen de mL a L

   100 mL solución×(1 L solución)/(1000 mL solución)=0.1L

   (27g HNO_3)/0.1L=270 g/L
5. 200 mL solución×(1 g solución)/(1 mL solución)=200g solución

   % en masa del $AgNO_3$=(20g $AgNO_3$)/(200g solución) x 100%=10% $AgNO_3$

   % en masa del $(NH_4)_2SO_4$=(34g $(NH_4)_2SO_4$)/(200g solución) x 100%=17%$(NH_4)_2SO_4$
6. 850g Hierro × (1 cm³)/(7.8 gramos hierro)=108.97 cm³
7. 6 cm³ × (2.7g madera)/(1 cm³)=16.2g madera

Orientación didáctica

- Comprende el concepto y la manera de realizar ejercicios que involucren unidades de concentración.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Solucionario

8) ¿Cuánta plata (Ag) se necesitó disolver en una solución de 67ppm si se preparo un total de 500mL?

500mL solución×(1 L solución)/(1000mL solución)=0.5 L solución

ppm=(masa soluto (mg))/(volumen solución (L))

masa soluto (mg) =ppm× volumen solución (L)

masa Ag (mg)=67 ppm ×0.5 L=33.5 mg Ag

9) Determina la concentración en ppm que obtiene al disolver 56g de cloruro de magnesio en $0.5m^3$ de agua.

ppm=(masa soluto (mg))/(volumen solución (L))= 56g $MgCl_2$×(1000 mg $MgCl_2$)/(1 g $MgCl_2$)=56000 mg $MgCl_2$ 0.5 m^3 H_2O×(1000 L H_2O)/(1 m^3 H_2O)=500 L H_2O ppm= (56000mg $MgCl_2$)/(500 L H_2O)=112 ppm $MgCl_2$

Página 92



Ejemplo 8

Calculemos la cantidad de partes por millón de calcio en el agua potable, si la cantidad permitida es de 3 miligramos (mg) de calcio por cada 100 mL de solución.

http://goo.gl/BdQ6Nj

$$ppm = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{masa solución (L)}}$$

3 mg Ca → masa soluto

$$100\ \text{mL solución} \times \frac{1\ \text{L solución}}{1000\ \text{mL solución}} = 0,1\ \text{L solución} \rightarrow \text{volumen de solución}$$

$$ppm = \frac{3\ \text{mg}}{0,1\ \text{L}} = 30$$

Y TAMBIÉN: ¿?

http://goo.gl/y8U7YH

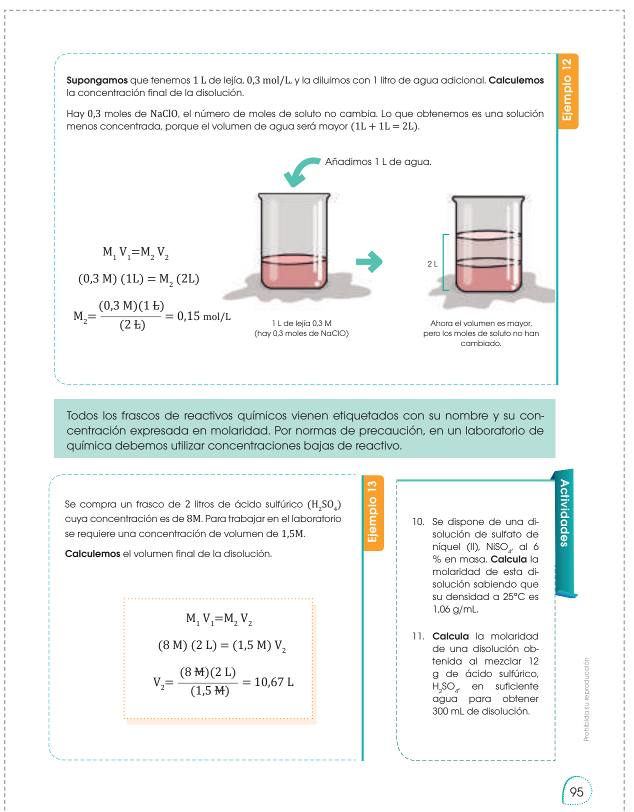
Calcio

Uno de los usos es en productos lácteos o farmacéuticos para el refuerzo de los huesos humanos, compuestos de calcio

Actividades

8. ¿Cuánta plata (Ag) necesitamos disolver en una solución de 67 ppm si preparamos un total de 500 mL?
9. **Determina** la concentración en ppm que obtenemos al disolver 56 g de cloruro de magnesio en 0,5 m^3 de agua.

Página 95



Ejemplo 12

Supongamos que tenemos 1 L de lejía, 0,3 mol/L, y la diluimos con 1 litro de agua adicional. **Calculemos** la concentración final de la disolución.

Hay 0,3 moles de NaClO, el número de moles de soluto no cambia. Lo que obtenemos es una solución menos concentrada, porque el volumen de agua será mayor $(1L + 1L = 2L)$.

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$(0,3\ M)\ (1L) = M_2\ (2L)$$

$$M_2 = \frac{(0,3\ M)(1\ L)}{(2\ L)} = 0,15\ mol/L$$

Todos los frascos de reactivos químicos vienen etiquetados con su nombre y su concentración expresada en molaridad. Por normas de precaución, en un laboratorio de química debemos utilizar concentraciones bajas de reactivo.

Ejemplo 13

Se compra un frasco de 2 litros de ácido sulfúrico (H_2SO_4) cuya concentración es de 8M. Para trabajar en el laboratorio se requiere una concentración de volumen de 1,5M.

Calculemos el volumen final de la disolución.

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$(8\ M)\ (2\ L) = (1,5\ M)\ V_2$$

$$V_2 = \frac{(8\ M)(2\ L)}{(1,5\ M)} = 10,67\ L$$

Actividades

10. Se dispone de una disolución de sulfato de níquel (II), $NiSO_4$, al 6 % en masa. **Calcula** la molaridad de esta disolución sabiendo que su densidad a 25°C es 1,06 g/mL.

11. **Calcula** la molaridad de una disolución obtenida al mezclar 12 g de ácido sulfúrico, H_2SO_4, en suficiente agua para obtener 300 mL de disolución.

95

Orientación didáctica

- Comprende el concepto y la manera de realizar ejercicios que involucren unidades de concentración, pero enfocado a la realización de soluciones diluidas.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Solucionario

10 $100g\ solución \times (6g\ NiSO_4)/(100g\ solución) \times (1\ mol\ NiSO_4)/(154.72g\ NiSO_4) = 0.039\ mol\ NiSO_4$ $M = (0.039\ mol\ NiSO_4)/(100g \times mL/1.06g \times 1L/1000mL) = 0.41M$

11. $M = (12g\ H_2SO_4 \times (1\ mol\ H_2SO_4)/(98.01g\ H_2SO_4))/(300mL \times 1L/1000mL) = 0.41M$

Orientación didáctica

- Comprende el concepto y la manera de realizar ejercicios que involucren unidades de concentración, pero enfocado a la realización de soluciones diluidas.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Página 97

Ejemplo 15

Calculamos la molalidad de 4 gramos de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) disueltos en 350 mL de agua caliente a 80 °C. ¿Cuál es la molalidad de la solución de azúcar? Considerando que la densidad del agua a 80 °C es 0.975 g/mL.

$$4\ \text{g}\ C_1H_{22}O_{11} \times \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}SO_{11}}{342\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}} = 0{,}012\ \text{moles}\ C_{12}H_{22}SO_{11}$$

$$350\ \text{mL}\ H_2O \times \frac{0{,}975\ \text{g}}{1\ \text{mL}} = 341{,}25\ \text{g}\ H_2O$$

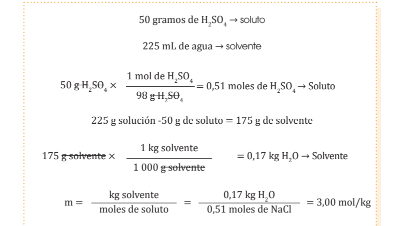
$$350\ \text{g}\ H_2O \times \frac{1\ \text{kg}}{1\,000\ \text{g}\ H_2O} = 0{,}341\ \text{kg}\ H_2O \rightarrow \text{solvente}$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{0{,}012\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}SO_{11}}{0{,}341\ \text{kg}\ H_2O} = 0{,}035\ \text{mol/kg}$$

Por lo tanto, la molalidad de la solución de azúcar es 0.035 mol/kg.

Ejemplo 16

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es uno de los ácidos más usados por sus diversas aplicaciones como explosivos, detergentes, plásticos, entre otros. Calculemos la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 50 gramos en 225 mL de agua.



50 gramos de $H_2SO_4 \rightarrow$ soluto

225 mL de agua $\rightarrow$ solvente

$$50\ \text{g}\ H_2SO_4 \times \frac{1\ \text{mol de}\ H_2SO_4}{98\ \text{g}\ H_2SO_4} = 0{,}51\ \text{moles de}\ H_2SO_4 \rightarrow \text{Soluto}$$

$$225\ \text{g solución} - 50\ \text{g de soluto} = 175\ \text{g de solvente}$$

$$175\ \text{g solvente} \times \frac{1\ \text{kg solvente}}{1\,000\ \text{g solvente}} = 0{,}17\ \text{kg}\ H_2O \rightarrow \text{Solvente}$$

$$m = \frac{\text{kg solvente}}{\text{moles de soluto}} = \frac{0{,}17\ \text{kg}\ H_2O}{0{,}51\ \text{moles de NaCl}} = 3{,}00\ \text{mol/kg}$$

EN GRUPO

1. **Calculen** la molaridad y molalidad de una solución que se preparó al disolver 65 g de nitrato de cobre (II), en un volumen final de 250 mL. La densidad de la solución es de 1,1g/mL.
2. **Propongan** el proceso de preparación 300 mL de una solución de 1,12 M, si se dispone de una solución 3,4 M de nitruro de rubidio.

Página 97

Ejemplo 15

Calculamos la molalidad de 4 gramos de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) disueltos en 350 mL de agua caliente a 80 °C. ¿Cuál es la molalidad de la solución de azúcar? Considerando que la densidad del agua a 80 °C es 0.975 g/mL.

$$4\ \text{g}\ C_{1}H_{22}O_{11} \times \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}SO_{11}}{342\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}} = 0{,}012\ \text{moles}\ C_{12}H_{22}SO_{11}$$

$$350\ \text{mL}\ H_2O \times \frac{0{,}975\ \text{g}}{1\ \text{mL}} = 341{,}25\ \text{g}\ H_2O$$

$$350\ \text{g}\ H_2O \times \frac{1\ \text{kg}}{1\,000\ \text{g}\ H_2O} = 0{,}341\ \text{kg}\ H_2O \rightarrow \text{solvente}$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{0{,}012\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}SO_{11}}{0{,}341\ \text{kg}\ H_2O} = 0{,}035\ \text{mol/kg}$$

Por lo tanto, la molalidad de la solución de azúcar es 0.035 mol/kg.

Ejemplo 16

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es uno de los ácidos más usados por sus diversas aplicaciones como explosivos, detergentes, plásticos, entre otros. Calculemos la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 50 gramos en 225 mL de agua.

50 gramos de H_2SO_4 → soluto

225 mL de agua → solvente

$$50\ \text{g}\ H_2SO_4 \times \frac{1\ \text{mol de}\ H_2SO_4}{98\ \text{g}\ H_2SO_4} = 0{,}51\ \text{moles de}\ H_2SO_4 \rightarrow \text{Soluto}$$

$$225\ \text{g solución} - 50\ \text{g de soluto} = 175\ \text{g de solvente}$$

$$175\ \text{g solvente} \times \frac{1\ \text{kg solvente}}{1\,000\ \text{g solvente}} = 0{,}17\ \text{kg}\ H_2O \rightarrow \text{Solvente}$$

$$m = \frac{\text{kg solvente}}{\text{moles de soluto}} = \frac{0{,}17\ \text{kg}\ H_2O}{0{,}51\ \text{moles de NaCl}} = 3{,}00\ \text{mol/kg}$$

EN GRUPO

1. **Calculen** la molaridad y molalidad de una solución que se preparó al disolver 65 g de nitrato de cobre (II), en un volumen final de 250 mL. La densidad de la solución es de 1,1g/mL.
2. **Propongan** el proceso de preparación 300 mL de una solución de 1,12 M, si se dispone de una solución 3,4 M de nitruro de rubidio.

97

Solucionario

12. Calcule la molaridad y molalidad de una solución que se preparó al disolver 65g de nitrato de cobre (II), en un volumen final de 250mL. La densidad de la solución es de 1.1g/mL.

Paso 1: Pasar el soluto a moles.

$65\text{g}\ Cu(NO_3)_{2\times}(1\ \text{mol}Cu(NO_3)_2)/(187.51\ \text{g}Cu(NO_3)_2)=0.35\ \text{mol}\ Cu(NO_3)_2$

Paso 2: Pasar el volumen de solución de mL a L.

250 mL solución×(1 L solución)/(1000 mL solución)=0.25L

Paso 3: Obtener el peso en gramos del solvente. Para ello se debe restar del peso total de la solución el peso del soluto.

250 mL solución x (1.1g solución)/(1 mL solución)=275 g solución

g solvente=g solución-g soluto

g solvente=275 g solución-65 g soluto=210 g solvente

Paso 4: Pasar la masa del solvente a Kg.

210 g solvente×(1Kg solvente)/(1000g solvente)=0.21 Kg solvente

Paso 5: Calcular la molaridad (M) y molalidad (m) empleando los datos pertinentes

M=(moles de soluto)/(litros de solución(L))= (0.35 mol)/(0.25 L)=1.4 M

m=(moles de soluto)/(kg solvente(Kg))= (0.35 mol)/(0.21 Kg)=1.67 m

13. Se dispone de una solución 3.4M de nitruro de rubidio para preparar 300mL de una solución 1.12M. ¿Cómo prepararía la solución?

$M_1V_1=M_2V_2$

$(3.4\ \text{M})\ V_1 = (1.12\text{M})\ (300\text{mL})$

$V_1=((1.12\text{M})(300\text{mL}))/((3.4\text{M}))=98.82\ \text{mL}$

Se necesita tomar 98.82 mL de la solución 3.44. ponerlos en un recipiente aparte y aforarlo a 300 mL

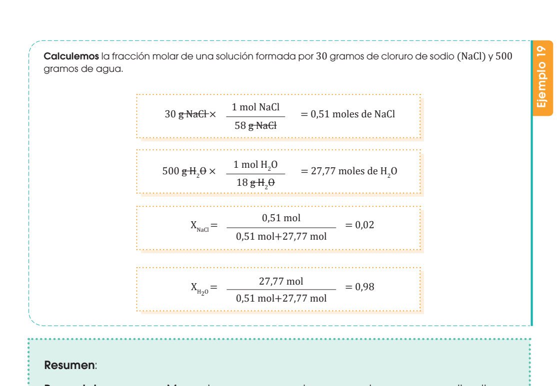
Orientación didáctica

- Comprende el concepto y la manera de realizar ejercicios que involucren unidades de concentración, pero enfocado a la realización de soluciones diluidas.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza varios ejercicios de unidades de concentración, comprende la diferencia entre soluto y solvente mediante ejercicios.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.
- Proponer nuevos ejercicios en grupo

Página 101



Ejemplo 19

Calculemos la fracción molar de una solución formada por 30 gramos de cloruro de sodio (NaCl) y 500 gramos de agua.

$$30 \, \text{g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58 \text{ g NaCl}} = 0{,}51 \text{ moles de NaCl}$$

$$500 \, \text{g } H_2O \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} = 27{,}77 \text{ moles de } H_2O$$

$$X_{NaCl} = \frac{0{,}51 \text{ mol}}{0{,}51 \text{ mol} + 27{,}77 \text{ mol}} = 0{,}02$$

$$X_{H_2O} = \frac{27{,}77 \text{ mol}}{0{,}51 \text{ mol} + 27{,}77 \text{ mol}} = 0{,}98$$

Resumen:

Porcentaje en masa: Masa de un componente, expresado en gramos, disuelta en 100 g de disolución.

Porcentaje en volumen: Unidades de volumen de un componente disuelto en 100 unidades de volumen de disolución.

Partes por millón (ppm): Miligramos de soluto por kilogramo de disolución.

Molaridad (M): Número de moles de un componente por litro de disolución.

Molalidad (m): Número de moles de un componente (generalmente el soluto) por kilogramo de disolvente.

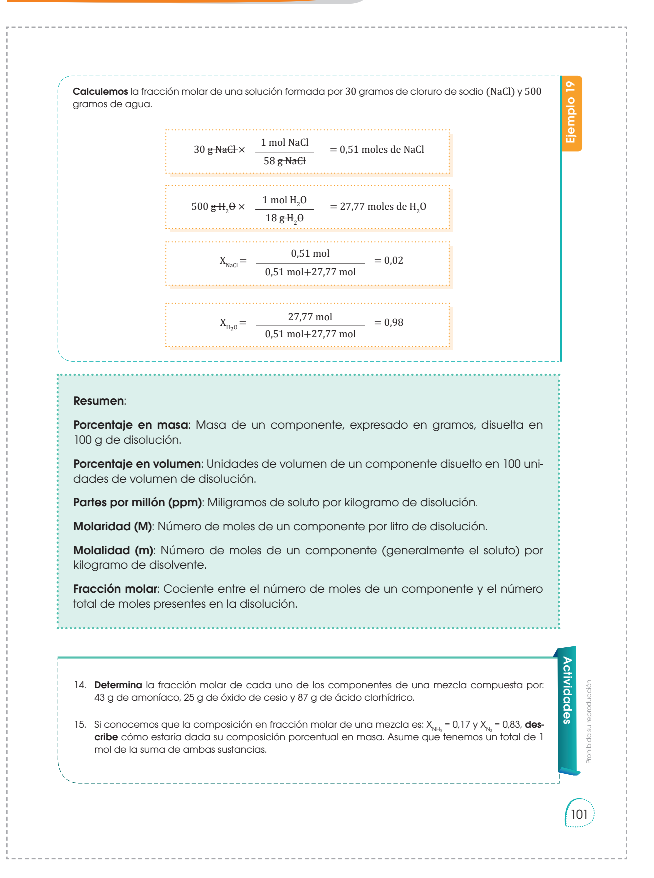
Fracción molar: Cociente entre el número de moles de un componente y el número total de moles presentes en la disolución.

Actividades

14. **Determina** la fracción molar de cada uno de los componentes de una mezcla compuesta por: 43 g de amoníaco, 25 g de óxido de cesio y 87 g de ácido clorhídrico.
15. Si conocemos que la composición en fracción molar de una mezcla es: $X_{NH_3} = 0{,}17$ y $X_{N_2} = 0{,}83$, **describe** cómo estaría dada su composición porcentual en masa. Asume que tenemos un total de 1 mol de la suma de ambas sustancias.

101

Página 101



Calculemos la fracción molar de una solución formada por 30 gramos de cloruro de sodio (NaCl) y 500 gramos de agua.

Ejemplo 19

$$30\ \text{g NaCl} \times \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58\ \text{g NaCl}} = 0{,}51\ \text{moles de NaCl}$$

$$500\ \text{g } H_2O \times \frac{1\ \text{mol } H_2O}{18\ \text{g } H_2O} = 27{,}77\ \text{moles de } H_2O$$

$$X_{NaCl} = \frac{0{,}51\ \text{mol}}{0{,}51\ \text{mol} + 27{,}77\ \text{mol}} = 0{,}02$$

$$X_{H_2O} = \frac{27{,}77\ \text{mol}}{0{,}51\ \text{mol} + 27{,}77\ \text{mol}} = 0{,}98$$

Resumen:

Porcentaje en masa: Masa de un componente, expresado en gramos, disuelta en 100 g de disolución.

Porcentaje en volumen: Unidades de volumen de un componente disuelto en 100 unidades de volumen de disolución.

Partes por millón (ppm): Miligramos de soluto por kilogramo de disolución.

Molaridad (M): Número de moles de un componente por litro de disolución.

Molalidad (m): Número de moles de un componente (generalmente el soluto) por kilogramo de disolvente.

Fracción molar: Cociente entre el número de moles de un componente y el número total de moles presentes en la disolución.

Actividades

14. **Determina** la fracción molar de cada uno de los componentes de una mezcla compuesta por: 43 g de amoníaco, 25 g de óxido de cesio y 87 g de ácido clorhídrico.

15. Si conocemos que la composición en fracción molar de una mezcla es: $X_{NH_3} = 0{,}17$ y $X_{N_2} = 0{,}83$, **describe** cómo estaría dada su composición porcentual en masa. Asume que tenemos un total de 1 mol de la suma de ambas sustancias.

Solucionario

14.

$43 g NH_2 \times (1\ mol NH_2)/(17.04\ g\ NH_2) = 2.52\ mol\ NH_2$

$25 g\ Cs_3\ O \times (1\ mol\ Cs_3\ O)/(281.81\ g\ Cs_3\ O) = 0.09\ mol\ Cs_3\ O$

$87 g\ HCl \times (1\ mol\ HCl)/(36.46\ g\ HCl) = 2.39\ mol\ HCl$

$moles\ totales = (2.52 + 0.09 + 2.39) mol = 5\ mol$

NH_3: $X_{NH3} = (2.52\ mol NH_3)/(5\ mol) = 0.504$

$Cs_2\ O$: $X_{Cs20} = (0.09\ mol Cs_2\ O)/(5\ mol) = 0.018$

HCl: $X_{HCl} = (2.39\ mol\ HCl)/(5\ mol) = 0.468$

$1 = 0.504 + 0.018 + 0.468$

$1 = 1$

15.

Paso 1: Asumiendo que tengo 1 mol total, debo conocer cuántas moles de cada uno de los componentes contengo.

$X_{NH3} = 0.17\ (mol\ NH_3)/(mol\ total) \times 1\ mol\ total = 0.17\ mol\ NH_3$

$X_{N2} = 0.83\ (mol\ N_2)/(mol\ total) \times 1\ mol\ total = 0.83\ mol\ N_2$

Paso 2: Paso la composición de mol a g empleando la masa molecular de cada compuesto.

$0.17\ mol\ NH_3 \times (17.04\ g\ NH_3)/(1\ mol\ NH_3) = 2.90\ g\ NH_3$

$0.83\ mol\ N_2 \times (28.02\ g\ N_2)/(1\ mol\ N_2) = 23.26\ g\ N_2$

Paso 3: Describo la masa total que tienen ambos componentes. Asumo que aquel en mayor cantidad es el solvente y aplico la fórmula.

$masa\ total = 23.26\ g\ N_2 + 2.90\ g\ NH_3 = 26.16$

Solvente Soluto

% en masa=(masa soluto(g))/(masa disolución(g)) x 100%

% en masa=(2.9g)/(26.16 g) x 100%=11.09%

Orientación didáctica

- Comprende el concepto y la manera de realizar ejercicios que involucren ilustraciones de presión osmótica o de punto de fusión o ebullición.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Solucionario

12. Paso 1: Obtener las moles del soluto

$34\ g\ S_2 \times (1\ mol\ S_2)/(64.12\ g\ S_2)=0.53\ mol\ S_2$

Paso 2: Obtener el volumen de la solución expresando en litros, al igual que la masa del solvente expresada en kilogramos.

100 mL solvente x (0.8 g solvente)/(1 mL solvente)=80 g solvente

80 g solvente x (1 kg solvente)/(1000 g solvente)=0.08 kg solvente

100 mL solución x (1 L solución)/(1000 mL solución)=0.1 L solución

Paso 3: Calcula la molaridad y molalidad de la solución

M=(moles de soluto)/(litros de solución(L))= (0.53 mol)/(0.1 L)=5.3M

m=(moles de soluto)/(kg solvente(Kg))= (0.53 mol)/(0.08 Kg)=6.63 m

Paso 4: Aplico las diferentes fórmulas para determinar los cambios de temperatura y presión osmótica.

$\Delta T_f = i \times k_f \times m = 1 \times 1.22\ (°C)/m \times 6.63\ m = 8.09°C$

$\Delta T_b = i \times k_b \times m = 1 \times 1.99\ (°C)/m \times 6.63\ m = 13.20°C$

$\pi = MRT = 1 \times 5.3M \times 0.08205\ atm/(M \cdot K) \times (25+273.15)K = 129.65\ atm$

Paso 5: Interpretar los resultados

$T_{(ebullición\ nueva)} = T_{(ebullición\ normal)} + \Delta T_b = 78.4°C + 8.09°C = 86.49°C$

$T_{(congelación\ nueva)} = T_{(congelación\ normal)} - \Delta T_f = -114.6°C - 13.20°C = -127.8°C$

La temperatura de ebullición será 86.49 °C

La temperatura de congelación será -127.8°C

La presión necesaria para detener la osmosis es 129.65 atm

Página 104

3.11. Presión osmótica

Muchas membranas tienen poros suficientemente grandes como para permitir que algunas moléculas los atraviesen, pero son lo suficientemente pequeños como para que otras no pasen. A estas las llamamos *membranas semipermeables*.

Al separar dos disoluciones del mismo soluto y del mismo disolvente, pero de diferente concentración, mediante una membrana semipermeable, se produce el paso de disolvente a través de la membrana. Este fenómeno recibe el nombre de *ósmosis*.

Durante la ósmosis tiene lugar un flujo neto de disolvente desde la disolución más diluida a la más concentrada hasta que la diferencia de nivel entre los compartimentos, Δh, produce suficiente presión hidrostática .

El físico-químico holandés J. H. Van't Hoff (1852-1911) estudió de forma sistemática la presión osmótica y estableció, en 1885, la siguiente expresión:

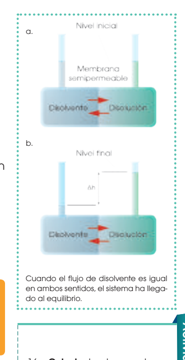
$$\pi V = n R T$$

π = presión osmótica
V = volumen de la disolución
n = moles de soluto
R = constante universal de los gases
T = temperatura absoluta de la disolución

Como $\frac{m}{V}$ es la molaridad, M, de la disolución, la expresión anterior es:

$$\pi = M R T$$

La presión osmótica a una temperatura dada es directamente proporcional a la molaridad de la disolución.



Cuando el flujo de disolvente es igual en ambos sentidos, el sistema ha llegado al equilibrio.

Ejemplo 21

Calculemos la presión osmótica de una disolución acuosa que contiene 18 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, en 0,5 L de disolución a 20 °C, conociendo que: $M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342$ u.

Datos: $T = 293\ K$; $M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342\ g \times \frac{g}{mol}$

Calculemos los moles de sacarosa:

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 18\ g \times \frac{1\ mol}{342\ g} = 0,05\ mol$$

Hallemos la presión osmótica: $p V = n R T$.

$$\pi = \frac{nRT}{V} = \frac{0,05\ mol \times 0,082\ atm \times L \times 293\ K}{0,5\ L \times K \times mol}$$

$$\pi = 2,40\ atm$$

Actividades

16. **Calcula** las temperaturas de ebullición y congelación al disolver 34 g de azufre molecular (S_2) en 100 mL de etanol. El etanol tiene una densidad de 0,8 g/mL. **Obtén**, paralelamente, la presión osmótica de la solución calculada a 25 °C.



Página 105



Experimento

TEMA:

Desarrollo de concentraciones volumétricas y concentraciones molares

INVESTIGAMOS:

Dos diferentes maneras de expresar concentraciones de una mezcla de agua y alcohol.

OBJETIVO:

Diferenciar entre una concentración volumen-volumen y una concentración molar.

MATERIALES:

- 5 vasos plásticos desechables de 100 mL
- 1 jeringa de 10 mL sin aguja
- 250 mL de agua potable
- 50 mL de alcohol
- Marcador permanente
- Cuchara plástica

PROCESOS:

1. **Escribe** sobre cada vaso los siguientes nombres: agua 1, 2, 3, 4, 5
2. En cada uno de los vasos plásticos **mide** las cantidades registradas en la tabla.

Vaso	Volumen de agua (mL)	Volumen de alcohol (mL)	Volumen total (mL)	Molaridad de la solución (mol/L)
1	50	0		
2	50	5		
3	50	10		
4	50	15		
5	50	20		

3. Después de añadir el volumen indicado en cada vaso, **mezcla** bien su contenido empleando la cuchara.
4. Cuando la mezcla esté bien hecha, **mide** nuevamente el volumen del contenido de cada uno de los vasos y regístralos.
5. **Responde** las preguntas de laboratorio.

CUESTIONES:

a. ¿Por qué el volumen final obtenido es diferente a la suma de los volúmenes?

b. ¿Existe una diferencia al expresar la concentración entre *relación volumen-volumen* y en *concentración molar*?



Tema

Desarrollo de concentraciones volumétricas y concentraciones molares

Planteamiento del problema

En este problema se trata de explicar cuál es la diferencia que existe entre concentraciones volumétricas y concentraciones molares. De igual manera, se tratará de indicar las diferencias existentes entre estos dos tipos de concentraciones mediante la utilización de una mezcla de agua y alcohol.

En otras palabras se busca comprender qué elementos físicos o reacciones químicas tienen lugar con el propósito de encontrar respuestas veraces y científicamente verdaderas.

Formulación de la hipótesis

Las concentraciones volumétricas y concentraciones molares son dos formas distintas de expresar concentraciones de mezclas líquido-líquido como la mezcla de alcohol y agua.

Experimentación

1. Escribe sobre cada vaso los siguientes nombres: agua 1, 2, 3, 4, 5
2. En cada uno de los vasos plásticos mide las cantidades registradas en la tabla.
3. Después de añadir el volumen indicado en cada vaso, mezcla bien su contenido empleando la cuchara.
4. Cuando la mezcla esté bien hecha, mide nuevamente el volumen del contenido de cada uno de los vasos y regístralos.

Conclusiones

En vez de usar concentración volumen-volumen, se podría usar la normalidad o molalidad.

Orientación didáctica

- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad, se recomienda en esta unidad que, además del resumen, se realice un formulario con todos los tipos de concentraciones.
- En esta unidad realizar el formulario es tan importante como leer el resumen de libro y hacer ejercicios.
- Se podrían agrupar distintos tipos de resúmenes para englobar todos los conocimientos vistos y practicados hasta el momento. Se recomienda ir archivando todos los ejercicios y resúmenes en una carpeta para que los otros conceptos no se queden en el olvido.



Actividades complementarias

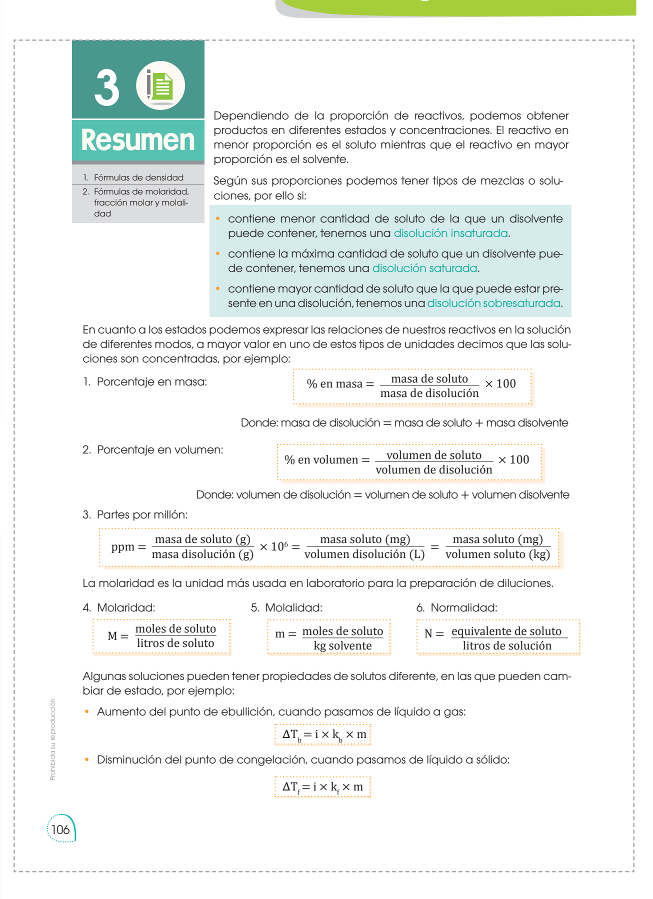
- **Dinámica de resumen**

  Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito o en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cuál fue el mejor resumen.

- **Reflexiones de las soluciones**

  Los tipos de mediciones dependen de la sustancia a añadir, en grupo: ¿cuál es la importancia de las soluciones en la química y en mi vida diaria?

Página 106



3 Resumen

1. Fórmulas de densidad
2. Fórmulas de molaridad, fracción molar y molalidad

Dependiendo de la proporción de reactivos, podemos obtener productos en diferentes estados y concentraciones. El reactivo en menor proporción es el soluto mientras que el reactivo en mayor proporción es el solvente.

Según sus proporciones podemos tener tipos de mezclas o soluciones, por ello si:

- contiene menor cantidad de soluto de la que un disolvente puede contener, tenemos una disolución insaturada.
- contiene la máxima cantidad de soluto que un disolvente puede contener, tenemos una disolución saturada.
- contiene mayor cantidad de soluto que la que puede estar presente en una disolución, tenemos una disolución sobresaturada.

En cuanto a los estados podemos expresar las relaciones de nuestros reactivos en la solución de diferentes modos, a mayor valor en uno de estos tipos de unidades decimos que las soluciones son concentradas, por ejemplo:

1. Porcentaje en masa:

$$\%\text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \times 100$$

Donde: masa de disolución = masa de soluto + masa disolvente

2. Porcentaje en volumen:

$$\%\text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100$$

Donde: volumen de disolución = volumen de soluto + volumen disolvente

3. Partes por millón:

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa disolución (g)}} \times 10^6 = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{volumen disolución (L)}} = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{volumen soluto (kg)}}$$

La molaridad es la unidad más usada en laboratorio para la preparación de diluciones.

4. Molaridad:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de soluto}}$$

5. Molalidad:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}}$$

6. Normalidad:

$$N = \frac{\text{equivalente de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

Algunas soluciones pueden tener propiedades de solutos diferente, en las que pueden cambiar de estado, por ejemplo:

- Aumento del punto de ebullición, cuando pasamos de líquido a gas:

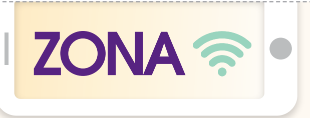
$$\Delta T_b = i \times k_b \times m$$

- Disminución del punto de congelación, cuando pasamos de líquido a sólido:

$$\Delta T_f = i \times k_f \times m$$

106

Página 107



NOTICIA

Tipos de concentración en perfumes

Muchas personas emplean perfumes o fragancias para dar una mejor impresión. Sin embargo, cuando adquieren algún producto con olor desconocen por qué un *splash* cuesta menos que un extracto real, pues bueno, la respuesta está en la concentración. La concentración de las esencias aromáticas del producto puede alterar significativamente su valor. Así, el perfume tiene elevadas concentraciones de esencias aromáticas, entre el 15% y 18%, presenta un aroma intenso y duradero a precios elevados; por el contrario, un *splash* tiene bajas concentraciones de especies aromáticas, entre el 1% y 3%, por eso su costo es más bajo.

(*2013/01/07*). El difícil arte de regalar perfumes (*adaptación*). *Marketing y comunicación sector perfumería y cosmética. Extraído el 20 de septiembre de 2015 https://goo.gl/XLCmXL.*



http://goo.gl/ibca4n

SOCIEDAD

Medir en cucharadas podría causar errores en la dosis de los medicamentos para niños



http://goo.gl/yDTxnh

Anualmente 10 000 niños se intoxican por una incorrecta administración en la dosis de los medicamentos. Estudios recientes demuestran que la administración de medicamentos en cucharadas o cucharaditas podría causar errores en las dosis de los fármacos. Por tanto, la medición en volumen (mL) de las dosis de medicamentos líquidos reduce los errores e incrementa la precisión en las mediciones. Existen muchos medicamentos que pueden ser tóxicos si se suministran en dosis incorrectas; por lo tanto, es importante conocer las concentraciones exactas.

Thompson, Dennis. (*2014/07/1*). Medir en cucharadas podría causar muchos errores en las dosis de los medicamentos para niños. *Univisión Salud. Extraído el 20 de septiembre de 2015 http://goo.gl/oyJdEl.*

SENTIDO CRÍTICO

Estrategias alimentarias para combatir el estrés calórico en pollos



http://goo.gl/I5AW46

En pollos, el suministro de electrolitos (Cl, Na, K) se realiza en el agua o en el alimento. Esta es una estrategia para enfrentar el estrés calórico y reducir las muertes provocadas por el calor. Sin embargo, su eficiencia varía en función del sexo y la condición corporal. Estudios realizados con cloruro de amonio, cloruro de potasio y bicarbonato de sodio provocaron una mejora en la ganancia de peso. El suministro de sales a través del agua limita el incremento del pH sanguíneo cuando se incrementan las temperaturas y provoca un aumento del consumo de agua, debido a una modificación en la presión osmótica del plasma.

(*2015/08/20*). Estrategias alimentarias para combatir el estrés calórico en pollos (*adaptación*). El sitio avícola. Extraído el 20 de septiembre de 2015 *http://goo.gl/S6LVv5.*

SI YO FUERA...

Médico aplicaría medicamentos de diferentes concentraciones a pacientes, dependiendo del tipo y del grado de la enfermedad. Al entender los compuestos y las concentraciones químicas seguiría salvando vidas.






http://goo.gl/7Fp12m

107

Orientación didáctica

- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.
- A medida que se vaya entendiendo cómo funciona el libro, la cantidad de ejercicios será mayor.
- La zona wifi nos culturiza, porque nos pone al día y vincula con los usos de la química.

Actividades complementarias

- **Trabajo escrito**

  El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase.

- **Técnica del subrayado**

  Leer individualmente el resumen e ir reflexionando tu nivel de comprensión del tema. Al mismo tiempo ir subrayando lo más indispensable del resumen, esto te va a ayudar a determinar tus puntos débiles y enfocarte en tus puntos positivos.



Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.
- Dada la cantidad de ejercicios del para finalizar, es importante que se vaya perfeccionando no solamente el entendimiento sino también la rapidez. Se debe tomar en cuenta el uso de las unidades debido a que es un error común no utilizar unidades para la realización de ejercicios.
- Por medio de ejercicios se debe entender que fórmula se debe aplicar, el problema de los enunciados a veces es que no sabemos que fórmula usar.



Actividades complementarias

- Trabajo en grupo o trabajo en casa

  Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

- Corrección de deberes

  Una vez resuelto el para finalizar, entregar al docente. Éste va a repartir aleatoriamente en la clase, con el fin de que como estudiantes se den cuenta de los errores comunes como por ejemplo, saltarse pasos, no usar unidades, ser desordenados entre otros. Revisando el deber de otro, caerán en cuenta en prevenir errores en una futura evaluación.

Página 108



- Porcentaje en masa

1. **Determina** cuántos gramos de sulfato de sodio, Na_2SO_4, están contenidos en 500 g de disolución de esta sustancia al 1,5% en masa.
2. Queremos preparar una disolución de etanol al 60% en volumen. ¿Cuál debe ser el volumen final de la disolución si hemos utilizado 75 mL de etanol? ¿Cuánta agua habría que añadir?
3. La solubilidad de la sal (NaCl), a 20 °C, es de 35,89 g NaCl en 100 g de agua. **Calcula** el porcentaje en masa y la concentración en g/L de una disolución saturada de sal. (Nota: la densidad del agua es de 1 g/mL).
4. Queremos preparar una disolución de agua salada de 150 mL con una concentración de 30 g/L. ¿Cuánta sal debemos añadir?
5. Un litro de leche de cierta marca tiene una masa de 1 032 g, y en su etiqueta indica que contiene un 0,8 % en masa de materia grasa. ¿Cuál es la concentración en g/L de la materia grasa?

- Partes por millón

6. Si disolvemos 0,21 g de cloruro de sodio (NaCl) en un litro de agua (densidad 1 g/mL), ¿cuál será su concentración en partes por millón?
7. Tenemos 250 mL de una disolución 235 ppm de oro (Au), ¿cuántos gramos de oro se disolvieron para formar esta disolución?
8. Si disponemos de una solución de 1 000 ppm de plata disuelta y deseamos preparar 100 mL de una solución de 87 ppm de plata, ¿cómo prepararíamos esta solución?

- Molaridad

9. ¿Qué diferencia hay entre 0,50 mol de HCl y HCl 0,50 M?
10. **Supón** que se preparan 500 mL de una disolución 0,10 M de una sal y luego se derrama un poco de la disolución. ¿Qué pasa con la concentración que queda en el recipiente?
11. ¿Cuántas moles de HNO_3 hay en 35,0 mL de una disolución 2,20 M de ácido nítrico?
12. ¿Cuántos mililitros de $CuSO_4$ 0,387M contiene 1,00 g de soluto?

- Porcentaje en masa

13. **Describe** cómo prepararías 400,0 mL de $C_{12}H_{22}O_{11}$ 0,100 M a partir de 2,00 L de $C_{12}H_{22}O_{11}$ 1.5 M.
14. ¿Cómo prepararías 100 mL de una disolución 0,200 M de $AgNO_3$ a partir de una solución de $AgNO_3$ 1,4 M?

- Molalidad

15. ¿Cuántos gramos de soluto hay en 300 g de una disolución de $K_2Cr_2O_7$ 0,85 m?



Solucionario

1. 500g disolución $\times$(1.5g Na_2SO_4)/(100g disolución)=7.5g Na_2SO_4

2. 75 mL $CH_3CH_2OH$$\times$(100 mL disolución)/(60 mL CH_3CH_2OH)=125 mL disolución

125 mL disolución-75 mL CH_3CH_2OH=50 mL agua

3.35.89g de sal en 100g H_2O (35.89g NaCl)/(35.89g NaC+100 g H_2O)$\times$100%=26.41%

(35.89g NaCl)/(100 g H_2O)$\times$(1g H_2O)/(1 mL H_2O)$\times$(103 mL H_2O)/(1 L H_2O)=358.9 (g NaCl)/(L H_2O)

4. 30 g/L$\times$150mL$\times$1L/(10^3 mL)=4.5g Na Cl

5. (10^3g leche)/(1L leche)$\times$(0.8g grasa)/(100g leche)=8.27 (g grasa)/leche

6. 1 L $H_2O$$\times$($10^3$ mL H_2O)/(1 L H_2O)$\times$(1g H_2O)/(1 mL H_2O)=1000g H_2O

ppm=(0.21g NaCl)/(1000g H_2O)$\times$ 10^6=210 ppm NaCl

7. 250mL $H_2O$$\times$(1g H_2O)/(1 mL H_2O)=250g H_2O

235ppm Au=(X g Au)/(250g H_2O)$\times 10^6$

X g Au=(235ppm Au$\times$250g H_2O)/10^6 =0.059g Au

8.Lo que necesito es

100mL $H_2O$$\times$(1g H_2O)/(1 mL H_2O)=100g H_2O

X g Ag=(87ppm Ag$\times$100g H_2O)/10^6=8.710-3 g Au

Como debo obtenerlo de la solución de 1000ppm de Ag

8.7 10^{-3}g Au=(1000ppm Ag$\times$Yg H_2O)/10^6

Y g Ag=(8.7 10^{-3} g Au$\times 10^6$)/(1000ppm Ag)=8.7g H_2O

La solución se debe preparar tomando 8.7g de la solución de 1000ppm y haciéndolos llegar hasta exactamente 100mL con agua destilada.

9. La cantidad de HCl esta definida en las 0.50 mol, mientras que en las unidades de concentración (M) la cantidad de HCl va a depender del volumen que se disponga de la solución. Solo van a ser iguales cuando se disponga 1 L de solución.

HCl=0.50M$\times$1 L=0.50 mol HCl

10. Las soluciones tienen la misma concentración no importa de qué volumen se disponga. Por lo tanto la concentración que queda en el recipiente es 0.1M. claro que esto sucede en soluciones homogéneas.

11. 35.0mL$\times$1L/(10^3 mL)=0.035 L disolución

Solucionario

12. 1 g $CuSO_4$$\times$(1mol $CuSO_4$)/(159.57 g $CuSO_4$)=6.27x10^{-3} mol $CuSO_4$

M=(moles de soluto)/(litros de solución(L))

litros de solución(L)=(moles de soluto)/M=(6.27x10^{-3})/(0.387 M)=0.0162 L solución

0.0162 L solución$\times$(10^3 mL)/(1 L)= 16.2 mL solución

13. $C_1V_1=C_2V_2$ 400mL$\times$(10^3 mL)/(1 L)=0.4l $\rightarrow V_2$

1.5M$\times$ V_1=0.10 M$\times$0.4L

V_1=(0.10 M$\times$0.4L)/1.5M=0.027 L$\times$(10^3 mL)/(1 L)= 27mL de solución 1.5M Se prepara tomando 27 mL de la solución 1.5M y se afora esta solución a 400 mL.

14. $C_1V_1=C_2V_2$

1.4M$\times$ V_1=0.2 M$\times$100 mL

V_1=(0.2 M$\times$ 100 mL)/1.4M=14.28 mL de solución 1.4M

Tomar 14.28 mL de solucion de 1.4 M y aforarlos a 100 mL con agua destilada.

15.300g solución $\times$1Kg/10^3 =0.3Kg solución

Kg solvente=0.3Kg solución-X Kg soluto

(0.3Kg solución-X Kg soluto)(0.85m)=Y mL soluto

(Y mL soluto $\times$masa molar)/1000=X Kg soluto

X=0.06 Kg $K_2Cr_2O_7$ $\rightarrow$ 60 g $K_2Cr_2O_7$

16. 2.50g $(NH_4)_2SO_4$$\times$(1 mol $(NH_4)_2SO_4$)/(132.12g $(NH_4)_2SO_4$)=0.019 mol $(NH_4)_2SO_4$

300mL solución$\times$(0.81g solución)/(1mL solución)=243g solución

243g solución-2.5g soluto=240.5g solvente

240.5g solvente$\times$1Kg/(10^3 g)=0.2405Kg solvente

m=(0.019 mol $(NH_4)_2SO_4$)/(0.2405 Kg $(NH_4)_2SO_4$)=0.08m

17.25mL H_2SO_4=(1.7g H_2SO_4)/(1mL H_2SO_4)=(1 mol H_2SO_4)/(98.04g H_2SO_4)=0.433 mol H_2SO_4

210mL solución $\times$(0.97g solución)/(1mL solución)=203.7g solución-1.7g soluto=202g solvente

202g solve$\times$1Kg/(10^3 g)=0.202Kg solvente

m=(0.433 mol H_2SO_4)/(0.202Kg solvente)=2.14m

Solucionario

18.

$$125mL \times \frac{1g}{1mL} = 125g\ solución \times \frac{1Kg}{10^3\,g} = 0.125\ Kg\ solución$$

$$0.23m = \frac{Y\ mol\ soluto}{0.125Kg\ solución - X\ Kg\ soluto}$$

$$Y\ mol\ soluto \times \frac{342.23\ g\ C_{12}H_{22}O_{11}}{1\ mol\ C_{12}H_{22}O_{11}} \times \frac{1\ Kg}{10^3\,g} = X\ Kg\ soluto$$

$$0.23m = \frac{\frac{X\ Kg\ soluto\ \times\ 10^3}{342.23\ g\ C_{12}H_{22}O_{11}}}{0.125Kg\ solución - X\ Kg\ soluto}$$

$X = 9.12x10^{-3}Kg\ C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 9.2g\ C_{12}H_{22}O_{11}$

→Pesar 9.12 gramos de $C_{12}H_{22}O_{11}$ y aforar a un volumen de 125 mL.

19.

→Asumir 100g de solución total

$$24g\ Cl_2 \times \frac{1\ mol\ Cl_2}{70.9g\ Cl_2} = 0.34\ mol\ Cl_2$$

$$39g\ N_2 \times \frac{1\ mol\ N_2}{28.02g\ N_2} = 1.39\ mol\ N_2$$

$$37g\ O_2 \times \frac{1\ mol\ O_2}{31.98g\ O_2} = 1.16\ mol\ O_2$$

$Mol\ total = 0.34\ mol\ Cl_2 + 1.39\ mol\ N_2 + 1.16\ mol\ O_2 =$

$= 2.89\ moles$

Cl_2: $X = \frac{0.34\ mol\ Cl_2}{2.89\ mol} = 0.12$

N_2: $X = \frac{1.39\ mol\ N_2}{2.89\ mol} = 0.48$

O_2: $X = \frac{1.16\ mol\ O_2}{2.89\ mol} = 0.40$

20.

$$27g\ SiO_2 \times \frac{1\ mol\ SiO_2}{60.07g\ SiO_2} = 0.45\ mol\ SiO_2$$

$$105g\ AgNO_3 \times \frac{1\ mol\ AgNO_3}{169.85g\ AgNO_3} = 0.62\ AgNO_3$$

$Moles\ totales = 0.45\ mol\ SiO_2 +\ 0.62\ AgNO_3 = 1.07\ mol$

SiO_2 $X = \frac{0.45\ mol\ SiO_2}{1.07\ mol\ total} = 0.42$

21.

$Mol\ total = 5\ mol\ NO_2 + 9\ mol\ NO + 14\ mol\ H_2O + 9\ mol\ HNO_3 =$

$= 37\ mol$

NO_2: $X = \frac{5\ mol\ NO_2}{37\ mol} = 0.135$

NO: $X = \frac{9\ mol\ NO}{37\ mol} = 0.243$

H_2O: $X = \frac{14\ mol\ H_2O}{37\ mol} = 0.379$

HNO_3: $X = \frac{9\ mol\ HNO_3}{37\ mol} = 0.243$

22.

$$22g\ C_6H_{12}O_6 \times \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180.12g\ C_6H_{12}O_6} = 0.122\ mol\ \ C_6H_{12}O_6$$

$$200\ mL\ C_2H_5OH \times \frac{0.80g\ \ C_2H_5OH}{1\ mL\ C_2H_5OH} = 160g\ \ C_2H_5OH \times \frac{1Kg}{10^3g} =$$

$= 0.16kg\ C_2H_5OH$

$$m = \frac{0.122\ mol\ \ C_6H_{12}O_6}{0.16Kg\ C_2H_5OH} = 0.76$$

$\Delta T_b = Kb \cdot m = (T_f - 78.4)°C$

$T_f = 1.22\frac{°C}{m} \times 0.76m + 78.4°C = 79.3°C$

$\Delta T_f = Kb \cdot m = -(T_C - [-114.6])°C$

$T_C = -1.99\frac{°C}{m} \times 0.76m - 114.6°C = -116.1°C$

23.

$$15g\ C_{10}H_{22} \times \frac{1\ mol\ C_{10}H_{22}}{142.32g\ C_{10}H_{22}} = 0.105\ mol\ C_{10}H_{22}$$

$$455g\ CHCl_3 \times \frac{1Kg}{10^3g} = 0.455Kg\ CHCl_3$$

$$m = \frac{0.105\ mol\ C_{10}H_{22}}{0.455Kg\ CHCl_3} = 0.23$$

$\Delta T_b = Kb \cdot m = (T_f - 61.2)°C$

$T_f = 3.63\frac{°C}{m} \times 0.23m + 61.2°C = 62.03°C$

$\Delta T_f = Kb \cdot m = -(T_C - [-63.5])°C$

$T_C = -4.68\frac{°C}{m} \times 0.23m - 63.5°C = -64.6°C$

24.

$\pi = iMRT$

$0.674\ atm = i \times 0.1M \times 0.08205\frac{atm \cdot L}{K \cdot mol} \times (25 + 273.15)K$

$i = 0.28$

25.

$$50mg\ C_9H_8O_4 \times \frac{1g}{10^3\ mg} \times \frac{1\ mol\ \ C_9H_8O_4}{180.13g\ \ C_9H_8O_4} =$$

$= 2.78x10^{-4}\ mol\ C_9H_8O_4$

$$M = \frac{2.78x10^{-4}mol\ C_9H_8O_4}{0.250L} = 1.11x10^{-3}M$$

$\pi = 1.11x10^{-3}M \times 0.08205\frac{atm \cdot L}{K \cdot mol} \times (273.15 + 25)K$

$\pi = 0.03\ atm$

Página 110

Proyecto

REACCIONES REDOX Y PRECIPITACIÓN

JUSTIFICACIÓN:

Estudiar una reacción química en medios ácidos y neutros representando distintos fenómenos químicos en las reacciones redox.

OBJETIVO:

Observar mediante experimentación lo que ocurre en una reacción química.

MATERIALES Y RECURSOS:

Para llevar a cabo el experimento necesitamos.

- agua
- nitrato de plomo (II)
- yoduro de potasio
- papel
- clorato de potasio
- 5 tubos de ensayo
- balanza
- 2 probetas de 50 mL
- 2 pipetas graduadas de 5 mL
- 1 pera de succión o jeringa
- pinzas metálicas o de madera
- espátula
- gafas y guantes de seguridad
- mandil de protección
- mechero bunsen
- 2 vasos de precipitación
- 2 varillas de vidrio
- gradilla
- soporte universal

PROCESOS:

A. **Procedimiento para reacción de precipitación**

1. **Prepara** 50 mL de una solución 0,1 M de nitrato de plomo (II), y otra solución en igual concentración y volumen de yoduro de potasio.

a. Primero **realiza** el cálculo para conocer la cantidad exacta, en gramos, de reactivo para realizar cada solución.

b. **Toma** la probeta de 50 mL y **colócala** sobre la balanza. La probeta debe estar limpia y seca.

c. **Anota** el peso de la probeta. Al peso registrado **súmale** la cantidad de reactivo que necesitamos. **Coloca** el reactivo indicado hasta obtener el peso de la operación de suma.

d. **Añade** agua hasta la marca de 50 mL. **Agita** ligeramente la solución con la varilla de vidrio hasta que el reactivo se disuelva por completo.

e. Pasa la solución preparada a un vaso de precipitación debidamente rotulado con concentración, reactivo y fecha de elaboración.

f. Para cada una de las soluciones, **usa** una probeta distinta.

2. Con la ayuda de una pipeta, **pasa** 3 mL de la solución preparada de yoduro de potasio 1,0 M a dos tubos de ensayo. **Marca** los tubos de ensayo con el nombre de «1» y «2». Deja los tubos de ensayo en la gradilla.

3. **Pon** en otro tubo de ensayo 3mL de la solución de nitrato de plomo (II) 1,0 M; y en un tubo diferente 2 mL de la misma solución. **Marca** a los tubos de ensayo con el nombre «3» y «4». **Deja** los tubos de ensayo en la gradilla.

4. **Toma** el tubo de ensayo «1» y **viértelo**, pausadamente, dentro del tubo de ensayo «3».

110

Orientación didáctica

- Se requiere que se entienda tanto experimental como teóricamente acerca del desarrollo de reacciones redox y precipitación. Relacionar los conceptos con la práctica. Es un experimento muy visual. Se recomienda realizar la práctica antes por cualquier inconveniente.
- Este proyecto engloba todas las precauciones de seguridad, de realización de soluciones y de relación teórico práctico de todos los experimentos anteriores. Se recomienda que se envíe de tarea leer el proyecto o incluso hacer un resumen, con el fin de asegurar que todos los estudiantes comprendan lo que van a realizar.

Actividades complementarias

- **Proponer una práctica similar**

  En base a lo aprendido se puede repetir la práctica o se puede proponer una práctica similar. De igual manera se podría enviar a que se revisa bibliografía o videos.

- **Proponer mejoras en la práctica**

  Socializar con tus compañeros los puntos negativos y positivos de la práctica, según eso proponer mejoras para la realización de este laboratorio.



Solucionario

Respuesta abierta.

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.
- Se recomienda guardar los resúmenes y formularios anteriormente realizados, se debe leer muy bien los ejercicios y subrayar los datos importantes para así asociarlos con los temas vistos.



Actividades complementarias

- Competencia por filas

  Se realiza una competencia de velocidad y calidad, consiste en que una persona por fila, deberá pasar a realizar un ejercicio, cada ejercicio valdrá un punto. La fila con más puntos ganará. Con esto se busca que los alumnos de una manera entretenida, competitiva, se entusiasmen por resolver el ejercicio.

- Trabajo en grupo o trabajo en casa

Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

Página 112

Un alto en el camino

Reacciones químicas y sus ecuaciones

1. **Calcula** la cantidad de amoníaco que podemos obtener a partir de 20 g de nitrógeno (N_2) y 12 g de hidrógeno (H_2). **Determina** la cantidad de reactivo en exceso después de que todo el reactivo limitante haya reaccionado. La reacción está dada por:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

2. **Averigua** a cuántos moles equivalen:

   a. 27g de NaOH

   b. $3{,}57 \times 10^{25}$ moléculas de SO_2

   c. 5,15 g NaCl

   d. 25 g $KMnO_4$

   e. 17 g H_2O_2

3. Al hacer reaccionar 21,5 g de dióxido de manganeso sólido (MnO_2) con ácido clorhídrico (HCl) en exceso, obtenemos una disolución de cloruro de manganeso (II. ($MnCl_2$), agua y cloro molecular (Cl_2) en forma gaseosa.

   a. **Escribe** y **ajusta** la ecuación química correspondiente.

   b. **Calcula** la masa de cloruro de hidrógeno que debe contener la disolución concentrada de ácido clorhídrico.

   c. **Calcula** la masa de gas de cloro que se obtendrá.

   d. Si en un experimento solamente se obtuvo 7g de Cl_2, **calcula** el rendimiento de dicha reacción.

4. **Averigua** la masa de sulfuro de estaño (II) que se obtendrá al añadir un exceso de sulfuro de sodio a una disolución que contiene 20 g de cloruro de estaño (II). En la reacción también se produce cloruro de sodio.

5. Si hacemos reaccionar cinc metálico con una disolución de sulfato de cobre (II) se forma una disolución de sulfato de cinc y se deposita cobre metálico. Si partimos de 20 g de sulfato de cobre (II), **calcula**:

   a. La masa de cobre que se obtendrá.

   b. La masa de cinc que se consumirá.

Reacciones de transferencia de electrones

6. **Escribe** y **ajusta** las ecuaciones correspondientes a estas reacciones. **Clasifícalas** según los criterios estudiados.

   a. El hidróxido de plata sólido, AgOH, se descompone en óxido de plata, Ag_2O, sólido, y agua, H_2O.

   b. El gas dióxido de azufre, SO_2, en presencia del oxígeno, O_2, del aire, se transforma en gas trióxido de azufre, SO_3.

   c. El nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, y el carbonato de sodio, Na_2CO_3, ambos en disolución acuosa, reaccionan y producen un precipitado de carbonato de calcio, $CaCO_3$, mientras que el nitrato de sodio, $NaNO_3$, queda en disolución.

7. El permanganato de potasio, en medio ácido, oxida al nitrato de sodio y se reduce a ion manganeso (II). **Ajusta** por el método ion-electrón la reacción iónica que tiene lugar.

Página 112

Un alto en el camino

Reacciones químicas y sus ecuaciones

1. **Calcula** la cantidad de amoníaco que podemos obtener a partir de 20 g de nitrógeno (N_2) y 12 g de hidrógeno (H_2). **Determina** la cantidad de reactivo en exceso después de que todo el reactivo limitante haya reaccionado. La reacción está dada por:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

2. **Averigua** a cuántos moles equivalen:
   a. 27g de NaOH
   b. $3{,}57 \times 10^{25}$ moléculas de SO_2
   c. 5,15 g NaCl
   d. 25 g $KMnO_4$
   e. 17 g H_2O_2

3. Al hacer reaccionar 21,5 g de dióxido de manganeso sólido (MnO_2) con ácido clorhídrico (HCl) en exceso, obtenemos una disolución de cloruro de manganeso (II. ($MnCl_2$), agua y cloro molecular (Cl_2) en forma gaseosa.
   a. **Escribe** y **ajusta** la ecuación química correspondiente.
   b. **Calcula** la masa de cloruro de hidrógeno que debe contener la disolución concentrada de ácido clorhídrico.
   c. **Calcula** la masa de gas de cloro que se obtendrá.
   d. Si en un experimento solamente se obtuvo 7g de Cl_2, **calcula** el rendimiento de dicha reacción.

4. **Averigua** la masa de sulfuro de estaño (II) que se obtendrá al añadir un exceso de sulfuro de sodio a una disolución que contiene 20 g de cloruro de estaño (II). En la reacción también se produce cloruro de sodio.

5. Si hacemos reaccionar cinc metálico con una disolución de sulfato de cobre (II) se forma una disolución de sulfato de cinc y se deposita cobre metálico. Si partimos de 20 g de sulfato de cobre (II), **calcula**:
   a. La masa de cobre que se obtendrá.
   b. La masa de cinc que se consumirá.

Reacciones de transferencia de electrones

6. **Escribe** y **ajusta** las ecuaciones correspondientes a estas reacciones. **Clasifícalas** según los criterios estudiados.
   a. El hidróxido de plata sólido, AgOH, se descompone en óxido de plata, Ag_2O, sólido, y agua, H_2O.
   b. El gas dióxido de azufre, SO_2, en presencia del oxígeno, O_2, del aire, se transforma en gas trióxido de azufre, SO_3.
   c. El nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, y el carbonato de sodio, Na_2CO_3, ambos en disolución acuosa, reaccionan y producen un precipitado de carbonato de calcio, $CaCO_3$, mientras que el nitrato de sodio, $NaNO_3$, queda en disolución.

7. El permanganato de potasio, en medio ácido, oxida al nitrato de sodio y se reduce a ion manganeso (II). **Ajusta** por el método ion-electrón la reacción iónica que tiene lugar.



Solucionario

1. $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

   20g $N_2 \times$(1 mol N_2) / (28.02g N_2) × (2 mol NH_3) / (1 mol N_2) × (17.04g NH_3) / (1 mol NH_3) = 24.33g NH_3

   12g H_2 × (1 mol H_2) / (2.02g H_2) × (2 mol NH_3) / (3 mol H_2) × (17.04g NH_3) / (1 mol NH_3) = 67.49g NH_3

   Reactivo limitante N_2

   20g N_2 × (1 mol N_2) / (2 8.02g N_2) × (3 mol H_2) / (1 mol N_2) × (2.02g H_2) / (1 mol H_2) = 4.33g H_2

   12g H_2 - 4.33g H_2 = 7.67g H_2 en exceso

   Se producen 24.33g NH_3

2. a. 27g de NaOH

   27g NaOH×(1 mol Na OH)/(39.99g NaOH)=

   0.68 mol NaOH

   b. 3,57 x 10^{25} moléculas de SO_2

   3.57 x 10^{25} moléculas SO_2 × (1 mol SO_2) /

   (6.023 x 10^{23} moléculas SO_2)=

   59.27 mol SO_2

   c. 5,15 g NaCl×(1 mol Na Cl)/(58 g NaCl)=0.088 mol NaCl

   d. 25 g $KMnO_4$×(1 mol $KMnO_4$)/(158 g NaCl)=

   0.16mol $KMnO_4$

   e. 16 g H_2O_2×(1 mol H_2O_2)/(34 g H_2O_2)=

   0.47 mol H_2O_2

3. a. Escriba y ajuste la ecuación química correspondiente

   MnO_2+4HCl→Mn Cl_2 + $2H_2O$ + Cl_2

   b. **Calcula** la masa de cloruro de hidrógeno que deberá contener la disolución concentrada de ácido clorhídrico.

   21.5g MnO_2 × (1 mol MnO_2) / (86.92g MnO_2) × (4 mol HCl)/(1 mol MnO2) × (36.4g HCl) / (1 mol HCl) = 36.07g HCl

   c. **Calcula** la masa de gas de cloro que se obtendrá.

   21.5g MnO_2 × (1 mol MnO_2) / (86.92g MnO_2) × (1 mol Cl_2) / (1 mol MnO_2)×(70.9g Cl_2)/(1 mol Cl_2)=17.54g Cl_2

   d. Si en un experimento solamente se obtuvo 7g de Cl_2, calcular el rendimiento de dicha reacción.

   (7g Cl_2) / (17.54g Cl_2)×100%=39.91%

4. Na_2 + $SnCl_2$ → SnS + 2NaCl

   20g $SnCl_2$ × (1 mol $SnCl_2$) / (189.61g $SnCl_2$) × (1 mol SnS)/(1 mol $SnCl_2$) × (150.78g SnS) / (1 mol SnS) = 15.90g SnS

Solucionario

5. a. la masa de cobre que se obtendrá.

$Zn((s)) + CuSO_4\,(ac) \rightarrow ZnSO_4(ac) + Cu((s))$

$20g\ CuSO_4 \times (1\ mol\ CuSO_4) / (159.57g\ CuSO_4) \times (1\ mo\ Cu) / (1\ mol\ CuSO_4) \times (63.55g\ Cu) / (1\ mol\ Cu) = 7.97g\ Cu$

b. la masa de cinc que se consumirá.

$20g\ CuSO_4 \times (1\ mol\ CuSO_4)/(159.57g\ CuSO_4) \times (1\ mol\ Zn) / (1\ mo\ CuSO_4) \times (65.39g\ Zn)/(1\ mol\ Zn) = 8.20g\ Zn$

6. a. El hidróxido de plata sólido, $AgOH$, se 9descompone en oxido de plata, Ag_2O, solido, y agua H_2O.

$2Ag\,OH \rightarrow Ag_2O + H_2O$ Descomposición

b. El gas dióxido de azufre, SO_2, en presencia del oxígeno, O_2, del aire, se transforma en gas trióxido de azufre, SO_3.

$2SO_2(g) + O_2(s) \rightarrow 2SO_3$ Síntesis

el nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, y el carbonato de sodio, Na_2CO_3, ambos en disolución acuosa, reaccionan y producen un precipitado de carbonato de calcio, $CaCO_3$, mientras que el nitrato de sodio, $NaNO_3$, queda en disolución.

$Ca(NO_3)_{2\ (ac)} + Na_2\,CO_{3\ (ac)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + 2NaNO_{3\ (ac)}$
Doble sustitución

7. $KMnO_4 + H^+ + NaNO_2 \rightarrow Mn^{2+} + NaNO_3 + K^+$

$MnO_4^- + H^+ + NO_2^- \rightarrow Mn^{2+} + NO_3^-$

$25e^- + 8H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

$5H_2O + NO_2^- \rightarrow NO_3^- + 2H^+ + 2e^-$

$6H^+ + 2MnO_4^- + 5NO_2^-\ 2Mn^{2+} + 5NO_3^- + 3H_2O$

8. a. que el cromo reduzca a los iones Ni^{2+} a Ni oxidándose a Cr^{3+}

$Ni^{2+}_{(ac)} + 2e\text{-} \rightarrow Ni_{(s)}$ -0.25 V

$Cr^{3+}_{(ac)} + 3e\text{-} \rightarrow Cr_{(s)}$ -0.74 V

$3Ni(2+)_{(ac)} + 2e\text{-} \rightarrow Ni_{(s)}$ -0.25 V

$Cr_{(s)} \rightarrow)\ Cr^3 +_{(ac)} + 3e^-$ -[-0.74V]

$3Ni^{2+}_{(ac)} + 2\,Cr^{3+}_{(ac)} \rightarrow Ni_{(s)} + Cr^{3+}_{(ac)}$

fem= -0.25-[-0.74]=0.49 Espontánea

b. que los iones Sn^{4+} oxiden a los iones $I_{-\,a}$ $I2_{(s)}$

$Sn^{4+}_{(ac)} + 2e\text{-} \rightarrow Sn^{2+}_{(ac)}$ -0 .13V

$I_2 + 2e \rightarrow 2I^-_{(ac)}$ -0.53 V

$Sn^{4+}_{(ac)} + 2e\text{-} \rightarrow Sn^{2+}_{(ac)}$ -0.25 V

$2I^-_{(ac)} \rightarrow I_{2\ (s)} + 2e$ -[-0.56V]

$3Ni^{2+}_{(ac)} + 2\,Cr^{3+}_{(ac)} \rightarrow Ni_{(s)} + Cr^{3+}_{(ac)}$

fem= -0.13-[-0.53 V]=-0.40 V NO Espontánea

Página 112

Un alto en el camino

Reacciones químicas y sus ecuaciones

1. **Calcula** la cantidad de amoníaco que podemos obtener a partir de 20 g de nitrógeno (N_2) y 12 g de hidrógeno (H_2). **Determina** la cantidad de reactivo en exceso después de que todo el reactivo limitante haya reaccionado. La reacción está dada por:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

2. **Averigua** a cuántos moles equivalen:
   a. 27g de NaOH
   b. $3{,}57 \times 10^{25}$ moléculas de SO_2
   c. 5,15 g NaCl
   d. 25 g $KMnO_4$
   e. 17 g H_2O_2

3. Al hacer reaccionar 21,5 g de dióxido de manganeso sólido (MnO_2) con ácido clorhídrico (HCl) en exceso, obtenemos una disolución de cloruro de manganeso (II. ($MnCl_2$), agua y cloro molecular (Cl_2) en forma gaseosa.
   a. **Escribe** y **ajusta** la ecuación química correspondiente.
   b. **Calcula** la masa de cloruro de hidrógeno que debe contener la disolución concentrada de ácido clorhídrico.
   c. **Calcula** la masa de gas de cloro que se obtendrá.
   d. Si en un experimento solamente se obtuvo 7g de Cl_2, **calcula** el rendimiento de dicha reacción.

4. **Averigua** la masa de sulfuro de estaño (II) que se obtendrá al añadir un exceso de sulfuro de sodio a una disolución que contiene 20 g de cloruro de estaño (II). En la reacción también se produce cloruro de sodio.

5. Si hacemos reaccionar cinc metálico con una disolución de sulfato de cobre (II) se forma una disolución de sulfato de cinc y se deposita cobre metálico. Si partimos de 20 g de sulfato de cobre (II), **calcula**:
   a. La masa de cobre que se obtendrá.
   b. La masa de cinc que se consumirá.

Reacciones de transferencia de electrones

6. **Escribe** y **ajusta** las ecuaciones correspondientes a estas reacciones. **Clasifícalas** según los criterios estudiados.
   a. El hidróxido de plata sólido, $AgOH$, se descompone en óxido de plata, Ag_2O, sólido, y agua, H_2O.
   b. El gas dióxido de azufre, SO_2, en presencia del oxígeno, O_2, del aire, se transforma en gas trióxido de azufre, SO_3.
   c. El nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, y el carbonato de sodio, Na_2CO_3, ambos en disolución acuosa, reaccionan y producen un precipitado de carbonato de calcio, $CaCO_3$, mientras que el nitrato de sodio, $NaNO_3$, queda en disolución.

7. El permanganato de potasio, en medio ácido, oxida al nitrato de sodio y se reduce a ion manganeso (II). **Ajusta** por el método ion-electrón la reacción iónica que tiene lugar.

Página 113

8. **Indica** si pueden ocurrir espontáneamente las siguientes reacciones en condiciones estándar:
   a. Que el cromo reduzca a los iones Ni^{2+} a Ni oxidándose a Cr^{3+}.
   b. Que los iones Sn^{4+} oxiden a los iones I^- a $I_2(s)$.

9. ¿Qué ocurrirá si, en condiciones estándar, introducimos una lámina de plata en una disolución de sulfato de hierro (II)? ¿Y si hiciéramos burbujear cloro, Cl_2 (g), por la disolución de sulfato de hierro (II)?

10. **Representa** esquemáticamente la pila voltaica formada por los electrodos: Fe^{3+} / Fe^{2+} y Ce^{4+} / Ce^{3+}. **Escribe** las correspondientes reacciones y **calcula** su fem estándar.

Disoluciones

11. Una muestra de 170 mL de una disolución de hidróxido de potasio (KOH) contiene 3,1 g de soluto. **Averigua** su concentración en:
    a. molaridad
    b. molalidad, asumiendo una densidad de 1 g/mL
    c. fracción molar, asumiendo que los 170 mL son solamente agua

12. La etiqueta de un frasco de laboratorio indica que contiene 500 mL de disolución de HCl 2,3 M. ¿Cuántos gramos de HCl hay en el frasco?

13. Si se disuelven 9,8 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) en un volumen de 200 mL.
    a. ¿Cuál será su concentración molar?
    b. ¿Cuál será su molalidad?
    c. **Expresa** la concentración en fracción molar.
    d. ¿Cuál es su concentración en porcentaje en masa?
    e. **Expresa** la concentración en ppm.

14. Se hace reaccionar ácido clorhídrico, HCl, con hidróxido de sodio, NaOH, para obtener cloruro de sodio, NaCl. **Calcula** la masa de cloruro de sodio que obtendremos a partir de 20 mL de una disolución de HCl 1M.

15. **Indica** el procedimiento para preparar una disolución de ácido sulfúrico, H_2S0_4, 14 M si se dispone de 300 mL de ácido de concentración 18 M.

16. Una disolución acuosa de amoníaco de 18% en masa y densidad 0,93 g/mL reacciona con un exceso de ácido sulfúrico. **Calcula** el volumen de disolución necesario para producir 30,0 g de sulfato de amonio.

17. Al añadir un ligero exceso de disolución de nitrato de plata 0,1 M a 100,0 mL de una disolución de cloruro de sodio, se forman 0,718 g de precipitado de cloruro de plata. **Calcula** la molaridad de la disolución de cloruro de sodio. También se produce, en la reacción, nitrato de sodio.

18. **Asume** que tenemos 2 moles de soluto disueltos en un litro de solución. ¿Cuál es la molaridad de la solución?.

113

Solucionario

9.

→Se quiere saber si alguno de estos reactivos tiene la capacidad de oxidar o reducir al hierro presente en el sulfato de hierro (II). Y, además, qué productos se obtendrían.

$Fe^{2+}{}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$ -0.44V

$Fe^{3+}{}_{(ac)} + e^- \rightarrow Fe^{2+}{}_{(ac)}$ +0.77V

$Ag^{+}{}_{(ac)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$ +0.80V

$Cl_{2\,(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-{}_{(ac)}$ +1.36V

→Tanto la plata como el cloro gaseoso tienen la capacidad de oxidar o reducir al ion . Pero como los dos agentes son reductores mayores, el debe oxidarse para que la reacción sea espontánea. Sin embargo, tomando únicamente las especies presentes se tendría:

$Ag_{(s)} \rightarrow Ag^{+}{}_{(ac)} + e^-$ -0.80V

$Cl_{2\,(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-{}_{(ac)}$ +1.36V

$Fe^{2+}{}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$ -0.44V

$fem = -0.44V - 0.80V = -1.24V$

No ocurre nada

$Fe^{2+}{}_{(ac)} \rightarrow Fe^{3+}{}_{(ac)} + e^-$ -0.77V

$fem = +1.36V - 0.77V = 0.59V$

Fe^{2+} se oxida a Fe^{3+}

10.

$Fe^{3+}{}_{(ac)} + e^- \rightarrow Fe^{2+}{}_{(ac)}$ +0.77 V

$Ce^{4+}{}_{(ac)} + e^- \rightarrow Ce^{3+}{}_{(aq)}$ +1.61 V

Reduce $Ce^{4+}{}_{(ac)} + e^- \rightarrow Ce^{3+}{}_{(ac)}$ +1.61 V

$Fe^{2+}{}_{(ac)} \rightarrow Fe^{3+}{}_{(ac)} + e^-$ -[0.77 V]

$Ce^{4+}{}_{(ac)} + Fe^{2+}{}_{(ac)} \rightarrow Fe^{3+}{}_{(ac)} + Ce^{3+}{}_{(ac)}$

$fem = +1.61\text{ V} - [0.77\text{ V}] = 0.84$

$Ce^{4+}{}_{(ac,1M)} \mid Ce^{3+}{}_{(ac,1M)} \mid Fe^{2+}{}_{(ac,\,1M)} \mid Fe^{3+}{}_{(ac,1M)}$

Solucionario

11.

a) $$170mL \times \frac{1L}{10^3 mL} = 0.17L$$

$$3.1g\ KOH \times \frac{1\ mol\ KOH}{56.1g\ KOH} = 0.055mol\ KOH$$

$$M = \frac{0.055mol\ KOH}{0.17\ L} = 0.325M$$

b)

$$170mL \times \frac{1\ g\ solución}{1\ mL\ solución} = 170g\ solución$$

$$170g\ solución - 3.1g\ soluto = 166.9g\ solvente \times \frac{1Kg}{10^3 g} =$$

$$= 0.1669Kg\ solvente$$

$$m = \frac{0.055mol\ KOH}{0.1669Kg\ solvente} = 0.331m$$

c)

$$170g\ H_2O \times \frac{1g\ H_2O}{1\ mL\ H_2O} \times \frac{1\ mol\ H_2O}{18.01g\ H_2O} = 9.44\ mol\ H_2O$$

$$X_{KOH} = \frac{0.055mol\ KOH}{(9.44 + 0.055)moles\ totales} = 5.82x10^{-3}$$

12).

$$500mL \times \frac{1L}{10^3 mL} = 0.5L \times 2.3\frac{mol\ HCl}{L} \times \frac{36.46g\ HCl}{1mol\ HCl} = 41.93gHCl$$

13.

a) $$H_2SO_4 \times \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98.04\ g\ H_2SO_4} = 0.10\ mol\ H_2SO_4$$

$$200mL \times \frac{1L}{10^3 mL} = 0.2L$$

b) $$200mL \times \frac{1g\ solución}{1mL\ solución} = 200g\ solución$$

$$200g\ solución - 9.8\ g\ soluto = 190.2g\ solvente$$

$$190.2g\ solvente \times \frac{1Kg}{10^3 g} = 0.1902\ Kg\ solvente$$

$$m = \frac{0.10\ mol\ H_2SO_4}{0.1902\ Kg\ solvente} = 0.53m$$

c) $$190.2g\ H_2O \times \frac{1mol\ H_2O}{18.01g\ H_2O} = 10.56\ mol\ H_2O$$

$$X_{H_2SO_4} = \frac{0.10mol\ H_2SO_4}{(10.56 + 0.10)moles\ totales} = 9.38x10^{-3}$$

d) $$\frac{9.8g\ H_2O}{200g\ solución} \times 100\% = 4.9\%$$

e) $$\frac{9.8g\ H_2O}{200g\ solución} \times 10^6 = 49000ppm$$

Página 112

Un alto en el camino

Reacciones químicas y sus ecuaciones

1. **Calcula** la cantidad de amoníaco que podemos obtener a partir de 20 g de nitrógeno (N_2) y 12 g de hidrógeno (H_2). **Determina** la cantidad de reactivo en exceso después de que todo el reactivo limitante haya reaccionado. La reacción está dada por:

   $$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

2. **Averigua** a cuántos moles equivalen:
   a. 27g de NaOH
   b. $3,57 \times 10^{25}$ moléculas de SO_2
   c. 5,15 g NaCl
   d. 25 g $KMnO_4$
   e. 17 g H_2O_2

3. Al hacer reaccionar 21,5 g de dióxido de manganeso sólido (MnO_2) con ácido clorhídrico (HCl) en exceso, obtenemos una disolución de cloruro de manganeso (II. ($MnCl_2$), agua y cloro molecular (Cl_2) en forma gaseosa.
   a. **Escribe** y **ajusta** la ecuación química correspondiente.
   b. **Calcula** la masa de cloruro de hidrógeno que debe contener la disolución concentrada de ácido clorhídrico.
   c. **Calcula** la masa de gas de cloro que se obtendrá.
   d. Si en un experimento solamente se obtuvo 7g de Cl_2, **calcula** el rendimiento de dicha reacción.

4. **Averigua** la masa de sulfuro de estaño (II) que se obtendrá al añadir un exceso de sulfuro de sodio a una disolución que contiene 20 g de cloruro de estaño (II). En la reacción también se produce cloruro de sodio.

5. Si hacemos reaccionar cinc metálico con una disolución de sulfato de cobre (II) se forma una disolución de sulfato de cinc y se deposita cobre metálico. Si partimos de 20 g de sulfato de cobre (II), **calcula**:
   a. La masa de cobre que se obtendrá.
   b. La masa de cinc que se consumirá.

Reacciones de transferencia de electrones

6. **Escribe** y **ajusta** las ecuaciones correspondientes a estas reacciones. **Clasifícalas** según los criterios estudiados.
   a. El hidróxido de plata sólido, AgOH, se descompone en óxido de plata, Ag_2O, sólido, y agua, H_2O.
   b. El gas dióxido de azufre, SO_2, en presencia del oxígeno, O_2, del aire, se transforma en gas trióxido de azufre, SO_3.
   c. El nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, y el carbonato de sodio, Na_2CO_3, ambos en disolución acuosa, reaccionan y producen un precipitado de carbonato de calcio, $CaCO_3$, mientras que el nitrato de sodio, $NaNO_3$, queda en disolución.

7. El permanganato de potasio, en medio ácido, oxida al nitrato de sodio y se reduce a ion manganeso (II). **Ajusta** por el método ion-electrón la reacción iónica que tiene lugar.

Página 113

8. **Indica** si pueden ocurrir espontáneamente las siguientes reacciones en condiciones estándar:
   a. Que el cromo reduzca a los iones Ni^{2+} a Ni oxidándose a Cr^{3+}.
   b. Que los iones Sn^{4+} oxiden a los iones I^- a $I_2(s)$.

9. ¿Qué ocurrirá si, en condiciones estándar, introducimos una lámina de plata en una disolución de sulfato de hierro (II)? ¿Y si hiciéramos burbujear cloro, Cl_2 (g), por la disolución de sulfato de hierro (II)?

10. **Representa** esquemáticamente la pila voltaica formada por los electrodos: Fe^{3+} / Fe^{2+} y Ce^{4+} / Ce^{3+}. **Escribe** las correspondientes reacciones y **calcula** su fem estándar.

Disoluciones

11. Una muestra de 170 mL de una disolución de hidróxido de potasio (KOH) contiene 3,1 g de soluto. **Averigua** su concentración en:
   a. molaridad
   b. molalidad, asumiendo una densidad de 1 g/mL
   c. fracción molar, asumiendo que los 170 mL son solamente agua

12. La etiqueta de un frasco de laboratorio indica que contiene 500 mL de disolución de HCl 2,3 M. ¿Cuántos gramos de HCl hay en el frasco?

13. Si se disuelven 9,8 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) en un volumen de 200 mL.
   a. ¿Cuál será su concentración molar?
   b. ¿Cuál será su molalidad?
   c. **Expresa** la concentración en fracción molar.
   d. ¿Cuál es su concentración en porcentaje en masa?
   e. **Expresa** la concentración en ppm.

14. Se hace reaccionar ácido clorhídrico, HCl, con hidróxido de sodio, NaOH, para obtener cloruro de sodio, NaCl. **Calcula** la masa de cloruro de sodio que obtendremos a partir de 20 mL de una disolución de HCl 1M.

15. **Indica** el procedimiento para preparar una disolución de ácido sulfúrico, H_2S0_4, 14 M si se dispone de 300 mL de ácido de concentración 18 M.

16. Una disolución acuosa de amoníaco de 18% en masa y densidad 0,93 g/mL reacciona con un exceso de ácido sulfúrico. **Calcula** el volumen de disolución necesario para producir 30,0 g de sulfato de amonio.

17. Al añadir un ligero exceso de disolución de nitrato de plata 0,1 M a 100,0 mL de una disolución de cloruro de sodio, se forman 0,718 g de precipitado de cloruro de plata. **Calcula** la molaridad de la disolución de cloruro de sodio. También se produce, en la reacción, nitrato de sodio.

18. **Asume** que tenemos 2 moles de soluto disueltos en un litro de solución. ¿Cuál es la molaridad de la solución?.



Solucionario

14.

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$20mL \times \frac{1L}{10^3 mL} = 0.02L \times 1\frac{mol\ HCl}{L} = 0.02mol\ HCl$$

$$0.02mol\ HCl \times \frac{1\ mol\ NaCl}{1\ mol\ HCl} \times \frac{58.44g\ NaOH}{1mol\ NaCl} = 1.17g\ NaOH$$

15.

→Tomando en cuenta la fórmula: se puede conocer cuánto ácido 14M se obtendrá.

$$18M \times 300mL = 14M \times V_2$$

$$V_2 = \frac{18M \times 300mL}{14M} = 385.71mL$$

→ Por lo tanto, se debería tomar todo el frasco y aforarlo exactamente a . Si se supone que la suma de volúmenes son aditivos, se debería añadir 85.71mL de agua a la solución; pero esta suposición no es válida.

16.

$$2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow \llbracket(NH\rrbracket_4)_2SO_4$$

$$30g\llbracket(NH\rrbracket_4)_2SO_4 \times \frac{1\,mol\ \llbracket(NH\rrbracket_4)_2SO_4}{132.12g\ \llbracket(NH\rrbracket_4)_2SO_4} \times \frac{2\,mol\ NH_3}{1\,mol\ \llbracket(NH\rrbracket_4)_2SO_4}$$

$$\times \frac{17.04g\ NH_3}{1\ mol\ NH_3} = 7.74g\ NH_3$$

$$7.74g\ NH_3 \times \frac{100g\ solución}{18g\ NH_3} \times \frac{1\ mLsolución}{0.93g\ solución} = 46.23mL\ solución$$

17.

$$AgNO_{3\,(ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3\,(ac)}$$

$$0.718g\ AgCl \times \frac{1\ mol\ AgCl}{143.32g\ AgCl} \times \frac{1\ mol\ NaCl}{1\ mol\ AgCl} = 5x10^{-3}mol\ NaCl$$

$$M = \frac{5x10^{-3}mol\ NaCl}{disolución} = 0.05M$$

18.

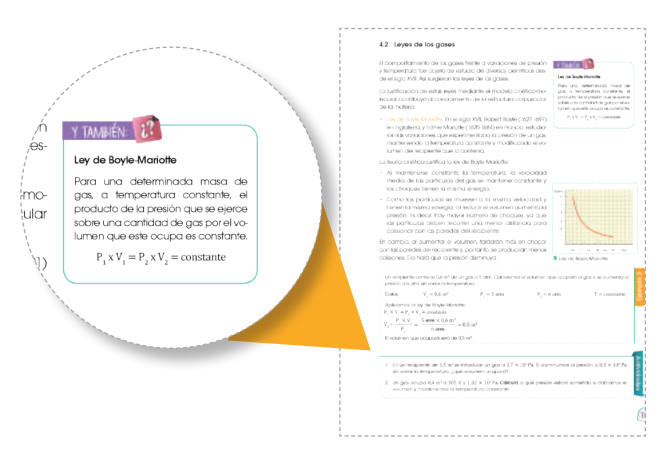
$$M = 2\frac{mol}{L}$$

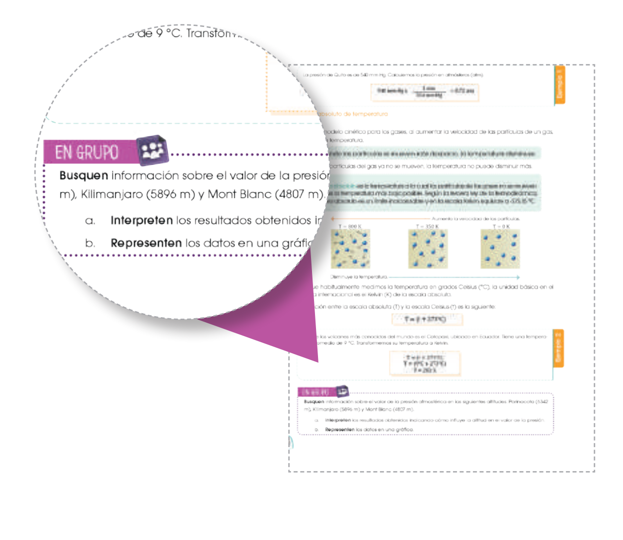


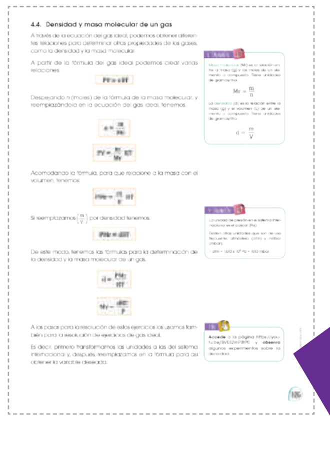
Gases





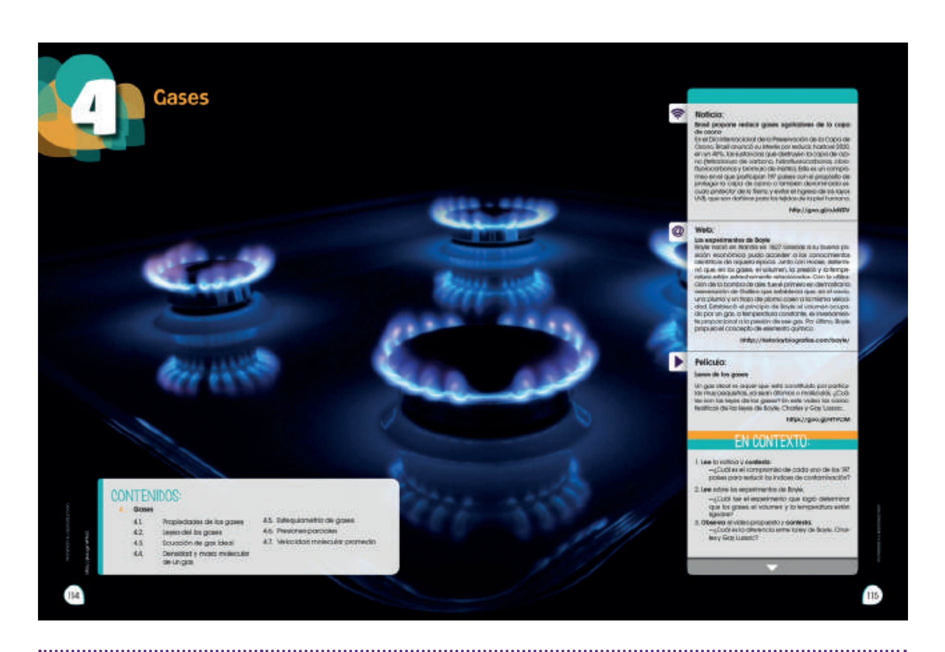






TIC

Accede a la página https://youtu.be/BVES2mPBtP0 y **observa** algunos experimentos sobre la densidad.



Bloques curriculares	Contenidos
El mundo de la química Ciencia en acción	4.1 Propiedades de los gases 4.2 Leyes del los gases 4.3 Ecuación de gas ideal 4.4 Densidad y masa molecular de un gas 4.5 Estequiometría de gases 4.6 Presiones parciales 4.7 Velocidad molecular promedio

PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR					
Nombre de la institución					
Nombre del Docente				**Fecha**	
Área	Ciencias Naturales	**BGU**	Segundo	**Año lectivo**	
Asignatura	Química			**Tiempo**	
Unidad didáctica	4 – Gases				
Objetivo de la unidad	OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico; demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico. OG.CN.2. Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el Universo, y sobre los procesos, físicos y químicos, que se producen en la materia. OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental. OG.CN.4. Reconocer y valorar los aportes de la ciencia para comprender los aspectos básicos de la estructura y el funcionamiento de su cuerpo, con el fin de aplicar medidas de promoción, protección y prevención de la salud integral. OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales. OG.CN.7. Utilizar el lenguaje oral y el escrito con propiedad, así como otros sistemas de notación y representación, cuando se requiera. OG.CN.8. Comunicar información científica, resultados y conclusiones de sus indagaciones a diferentes interlocutores, mediante diversas técnicas y recursos, la argumentación crítica y reflexiva y la justificación con pruebas y evidencias. OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social.				
Criterios de Evaluación	CE.CN.Q.5.1. Explica las propiedades y las leyes de los gases, reconoce los gases más cotidianos, identifica los procesos físicos y su incidencia en la salud y en el ambiente.				

¿Qué van a aprender? **DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO**	¿Cómo van a aprender? **ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE** (Estrategias Metodológicas)	**RECURSOS**	¿Qué y cómo evaluar? **EVALUACIÓN** Indicadores de Evaluación de la unidad
CN.Q.5.1.1. Analizar y clasificar las propiedades de los gases que se generan en la industria y aquellos que son más comunes en la vida y que inciden en la salud y el ambiente. CN.Q.5.1.2. Examinar las leyes que rigen el comportamiento de los gases desde el análisis experimental y la interpretación de resultados, para reconocer los procesos físicos que ocurren en la cotidianidad.	Identificar las principales propiedades y leyes de los gases como la ley de Boyle-Mariotte, Charles y Gay Lussac. Analizar y clasificar las propiedades de los gases que se generan en la industria y aquellos de uso más común en la vida cotidiana y que inciden en la salud y el ambiente. Examinar las leyes que rigen el comportamiento de los gases desde el análisis experimental y la interpretación de resultados, para reconocer los procesos físicos que ocurren en la cotidianidad. Entender el fundamento científico para el establecimiento de la ley y de la ecuación de los gases ideales. Reconocer la importancia de la estequiometría de gases y su importancia en el cálculo de la velocidad molecular promedio.	Texto Cuadernos Videos (sitios web) Pizarra Calculadora Materiales de laboratorio como balanza analítica o electrónica, espátula, pesamuestras, vasos de precipitación, pipeteadores, pipetas volumétricas o graduadas, agua destilada, picetas. Mandil, gafas, guantes, calculadora y tabla periódica.	I.CN.Q.5.1.1. Explica las propiedades y leyes de los gases, reconoce los gases cotidianos, identifica los procesos físicos y su incidencia en la salud y el ambiente. (J.3., I.2.)

***Adaptaciones curriculares**	
Especificación de la necesidad educativa	**Especificación de la adaptación a ser aplicada**

Gas ideal vs. gas real

En realidad el gas ideal no existe, la fórmula de gas ideal se usa solamente cuando se asumen condiciones ideales.

Los gases reales tienen que tratar de asemejarse al comportamiento del gas ideal.
Por lo que la fórmula del gas real es:

$$\left(p+a\frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

Las nuevas variables que se aprecian en la ecuación del gas real, son factores de correlación que se agregan o quitan a la ecuación del gas real.

Donde a y b se denominan las constantes de Van de Waals, cuyas unidades son respectivamente.

$$\frac{atm.L^2}{mol^2} \text{ y } \frac{L}{mol}$$

Estos valores son específicos para cada gas:

Gas	a	b
He	0.034	0.0237
Ne	0.211	0.0171
Ar	1.340	0.0322
Kr	2.320	0.0398
Xe	4.190	0.0266
H_2	0.244	0.0266
N_2	1.360	0.0391
O_2	1.360	0.0318

Gas	a	b
CO_2	0.034	0.0237
CH_4	0.211	0.0171
CCl_4	1.340	0.0322
NH_3	2.320	0.0398
H_2O	4.190	0.0266

Así, un gas real nunca va a tener el mismo valor del gas ideal, siempre va a tener un valor inferior. Debido a que en la práctica podemos tener pérdida de calor en procesos o los gases pueden difundirse o podemos tener presencia de impurezas.

http://goo.gl/4q575T

Xenón y radón

- El xenón tiene aplicaciones limitadas en medicina como anestésico.
- Los isótopos del radón son radiactivos; el de más larga duración es el radón-222, con una vida media de 3.8 días. Hay alguna evidencia de que el radón forma el di fluoruro (RnF_2) y algunos complejos.
- El radón se forma como producto en la serie de decaimiento radiactivo del uranio-238. Se pensaba que el radón sólo se liberaba en las minas (minas de uranio y fosfato). Se sabe que el radón es liberado del suelo en amplias zonas, una vez formado el radón se difunde en los edificios a través de los cimientos.
- El radón presente en el aire es respirado y exhalado. Pero sus productos de decaimiento son sólidos; produce unas 10.000 muertes anuales.

Dato curioso de gases nobles: Existen gases que al inhalarlos alteran parcialmente nuestro tono de voz, puede ser o más grave o más agudo, por ejemplo, debido a que el Helio es un gas menos denso que el aire en el momento que lo inhalamos se genera un medio de amortiguamiento más tenue para las cuerdas vocales las cuales alcanza frecuencias más altas; de igual manera ocurre el mismo proceso al momento de inhalar hexafluoruro de azufre con la diferencia que dicho compuesto es un gas más denso que el aire, por ende genera bajas frecuencias en las cuerdas vocales.



http://goo.gl/GYRaIX

Nombre: ______________________ Fecha: ______________

1. Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y cloro. En la combustión de 1,5 g de dicho compuesto se obtienen 1,041 dm^3 de dióxido de carbono, medidos a 273 K y 1,013 · 10^5 Pa, y 1,047 g de agua. Si en estado gaseoso 1,29 g del compuesto ocupan un volumen de 500 mL a 41 °C y 1,04 · 10^5 Pa, determina:

   a. La fórmula empírica y molecular del compuesto.

   ____

   b. **Escribe** y **nombra** dos isómeros compatibles con la fórmula molecular encontrada.

   ____

   ____

2. De la combustión de 10 g de un compuesto orgánico se obtienen 8,19 g de agua y 0,455 mol de dióxido de carbono. Se sabe que, en estado gaseoso, 1 g del compuesto ocupa 1 dm^3 a 4,44 · 10^4 Pa y 473 K.

   a. **Escribe** la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto.

   ____

   b. **Escribe** y **nombra** dos isómeros compatibles con la fórmula molecular encontrada.

   ____

   ____

3. Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. Al quemar 0,876 g de este compuesto, se obtiene 1,76 g de dióxido de carbono y 0,72 g de agua.

   a. **Determina** la fórmula empírica del compuesto.

   ____

   b. Sabiendo que el compuesto es un ácido monocarboxílico. **Propón** su fórmula molecular y **nómbralo**.

   ____

   ____

   ____

   ____

   c. **Escribe** la ecuación química igualada de la reacción de combustión para este compuesto.

   ____

   ____

   ____

   ____

Balancea la siguiente reacción por el método algebraico:

$$__CH_4 + __Br_2 \rightarrow __CBr_4 + __HBr$$

a b c d

1. Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y cloro. En la combustión de 1,5 g de dicho compuesto se obtienen 1,041 dm^3 de dióxido de carbono, medidos a 273 K y 1,013 · 10^5 Pa, y 1,047 g de agua. Si en estado gaseoso 1,29 g del compuesto ocupan un volumen de 500 mL a 41 °C y 1,04 · 105 Pa, determina:

   a. La fórmula empírica y molecular del compuesto.

   b. **Escribe** y **nombra** dos isómeros compatibles con la fórmula molecular encontrada.

   Datos: R = 8,31J · K^{-1} · mol^{-1}
   Masas atómicas: C = 12, O = 16, H = 1, Cl = 35,5

   A partir de la cantidad de agua obtenida se puede calcular cuántos gramos de hidrógeno contenía la muestra orgánica. Del mismo modo, a partir de la cantidad de dióxido de carbono se deduce la cantidad de carbono:

$$1{,}047 \text{ g } H_2O \times \frac{2\text{g H}}{18 \text{ g } H_2 O} = 0{,}116\text{g H}$$

$$1{,}041 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2 \times \frac{1\text{mol CO}_2}{22{,}4 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2} \times \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol CO}_2}$$

$$= 0{,}558 \text{ g C}$$

La masa de cloro se encuentra por diferencia:

$$m_{Cl} = m_T - m_H - m_C = 0{,}826 \text{ g Cl}$$

La proporción en moles de los tres elementos (C : H : Cl) es (0,046 : 0,116 : 0,023), que expresada en números enteros, resulta (2 : 5 : 1). Por tanto, la fórmula empírica del compuesto será C_2H_5Cl, con una masa empírica de 64,5 g · mol^{-1}.

Para obtener la fórmula molecular se debe conocer la masa molecular del compuesto:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} =$$

$$\frac{2{,}58 \cdot 10^3 \cdot 8{,}31 \cdot 314}{1{,}04 \cdot 10^5} = 64{,}7 \text{ g·mol}^{-1}$$

A partir de la relación entre la masa molecular y la masa empírica, se puede deducir que la fórmu-la molecular del compuesto será C_2H_5Cl.

Se observa como existe un único compuesto, el cloroetano, de fórmula molecular CH_3CH_2Cl.

3. De la combustión de 10 g de un compuesto orgánico se obtienen 8,19 g de agua y 0,455 mol de dióxido de carbono. Se sabe que, en estado gaseoso, 1 g del compuesto ocupa 1 dm^3 a 4,44 · 10^4 Pa y 473 K.

   a. **Escribe** la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto.

   b. **Escribe** y nombra dos isómeros compatibles con la fórmula molecular encontrada.

   Datos: R = 8,31 J · K^{-1} · mol^{-1},
   Masas atómicas: C = 12, O = 16, H = 1

A partir de la cantidad de agua obtenida se calcula la fórmula de hidrógeno que contenía la muestra orgánica. Del mismo modo, a partir de la cantidad de dióxido de carbono se deduce la fórmula del carbono:

$$819 \text{ g } H_2O \times \frac{2\text{g H}}{18 \text{ g } H_2 O} = 0{,}91\text{g H}$$

$$0{,}455 \text{ mol CO}_2 \times \frac{12\text{g C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 5{,}46\text{g C}$$

La masa de oxígeno se determina a partir de la diferencia:

$$m_O = m_T - m_H - m_C = 3{,}63\text{g O}$$

La masa de oxígeno se determina a partir de la diferencia:

$$m_O = m_T - m_H - m_C = 3{,}63\text{g O}$$

CICLO DEL APRENDIZAJE

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

CE.CN.Q.5.1. Explica las propiedades y las leyes de los gases, reconoce los gases más cotidianos, identifica los procesos físicos y su incidencia en la salud y en el ambiente.

Destrezas con criterios de desempeño

CN.Q.5.1.1. Analizar y clasificar las propiedades de los gases que se generan en la industria y aquellos que son más comunes en la vida y que inciden en la salud y el ambiente.

CN.Q.5.1.2. Examinar las leyes que rigen el comportamiento de los gases desde el análisis experimental y la interpretación de resultados, para reconocer los procesos físicos que ocurren en la cotidianidad.

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora, activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los estudiantes:

- Aplicar la técnica de lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y comprensión de los contenidos.
- Aplicar las técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el docente hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Aplicación:

Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:

- Actividades de Experimentación: Reto
- Actividades de Evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: Resumen, Para finalizar, alto en el camino.

BANCO DE PREGUNTAS

1. ¿Cuál de los siguientes enunciados es falso?

La densidad de un gas es constante mientras la temperatura permanece constante

Los gases pueden ser expandidos sin ningún límite

El peso molecular de un compuesto gaseoso es una cantidad no variable

2. Una muestra de oxígeno ocupa 47.2 L bajo una presión de 1240 torr a 25ºC. ¿Qué volumen deberá ocupar si la presión disminuye a 730 torr?

27.8 L

29.3 L

32.3 L

47.8 L

80.2 L

3. Una muestra de nitrógeno ocupa 5.5 L bajo una presión de 900 torr a 25ºC. ¿A qué temperatura ocupará 10L a la misma presión?

32ºC

-109 ºC

154ºC

269ºC

370ºC

4. Bajo condiciones de temperaturas y cantidad de gas constantes. La ley de Boyle requiere que:

I. $P_1V_1 = P_2V_2$

II. PV = constant

III. $P_1/P_2 = V_2/V_1$

a. I

b. II

c. III

d. I,II y III

e. Otra combinación

5. El volumen de una mezcla de nitrógeno es 6 L a 35ºC y 740 torr. ¿Qué volumen ocuparía a condiciones de temperatura y presión estándar?

6.59 L

5.46 L

6.95 L

5.67 L

5.18 L

6. La densidad del cloro gaseoso en g/L en condiciones de temperatura y presión estándar es aproximadamente:

6.2

3.2

3.9

4.5

1.3

7. ¿Qué presión se debería ejercer por 76 g de flúor gaseoso en un envase de 1.5L a una temperatura de -37ºC?

26 atm

4.1 atm

19 600 atm

84 atm

8.2 atm

8. ¿Cuál es la densidad del amoníaco gaseoso a una presión de 2 atm y una temperatura de 25ºC?

0.720 g/L

0.980 g/L

1.39 g/L

16.6 g/L

0.695 g/L

1. ¿Cuál de los siguientes enunciados es falso?

La densidad de un gas es constante mientras la temperatura permanece constante

Los gases pueden ser expandidos sin ningún límite

El peso molecular de un compuesto gaseoso es una cantidad no variable

2. Una muestra de oxígeno ocupa 47.2 L bajo una presión de 1240 torr a 25ºC. ¿Qué volumen deberá ocupar si la presión disminuye a 730 torr?

27.8 L

29.3 L

32.3 L

47.8 L

80.2 L

3. Una muestra de nitrógeno ocupa 5.5 L bajo una presión de 900 torr a 25ºC. ¿A qué temperatura ocupará 10L a la misma presión?

32ºC

-109 ºC

154ºC

269ºC

370ºC

4. Bajo condiciones de temperaturas y cantidad de gas constantes. La ley de Boyle requiere que:

I. $P_1V_1 = P_2V_2$

II. PV = constant

III. $P_1/P_2 = V_2/V_1$

a. I

b. II

c. III

d. I,II y III

e. Otra combinación

5. El volumen de una mezcla de nitrógeno es 6 L a 35ºC y 740 torr. ¿Qué volumen ocuparía a condiciones de temperatura y presión estándar?

6.59 L

5.46 L

6.95 L

5.67 L

5.18 L

6. La densidad del cloro gaseoso en g/L en condiciones de temperatura y presión estándar es aproximadamente:

6.2

3.2

3.9

4.5

1.3

7. ¿Qué presión se debería ejercer por 76 g de flúor gaseoso en un envase de 1.5L a una temperatura de -37ºC?

26 atm

4.1 atm

19 600 atm

84 atm

8.2 atm

8. ¿Cuál es la densidad del amoníaco gaseoso a una presión de 2 atm y una temperatura de 25ºC?

0.720 g/L

0.980 g/L

1.39 g/L

16.6 g/L

0.695 g/L

Subrayar o resaltar

La química requiere de la comprensión de la teoría para que, a partir de aquella, se pueda comprender los ejercicios. El subrayado puede ayudar a la comprensión de temas posteriores de la química. Al tener el libro subrayado, va a ser más fácil estudiar para un examen acumulativo como, por ejemplo, la prueba de unidad o la prueba de bloque.

Es una técnica que se utiliza para la comprensión y estudio profundo de los temas abordados a lo largo de la unidad. Para realizarla, se debe realizar inicialmente una lectura comprensiva y, se debe ir subrayando lo más importante.



http://goo.gl/Z3h4jt

Al destacar las partes más significativas del texto, la familiarización con los conceptos y el estudio va a ser un proceso más eficiente y sencillo de realizar.

Se recomienda utilizar diferentes colores para el subrayado de los temas de la unidad. Por ejemplo, se podría subrayar los conceptos de color azul, las explicaciones de color amarillo, los ejercicios resueltos trascendentales de color verde, entre otros. La ventaja de utilizar diferentes colores es que ayuda al estudio, el cerebro entiende más rápidamente cuando tenemos varios colores.

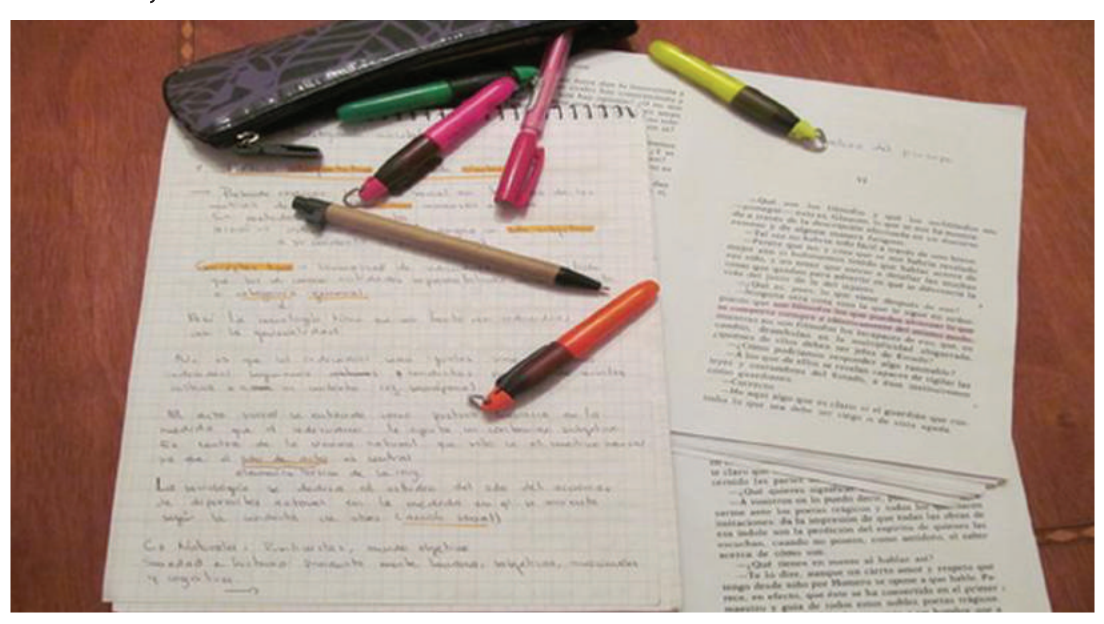


http://goo.gl/zwzQTc

Realizar tu propio resumen

En química, la parte teórica es una parte fundamental, lo conceptos o los antecedentes son parte fundamental para la comprensión y ejecución de ejercicios. Además, sirve de sustento para futuros temas más complejos, la química es un tanto acumulativa, mientras mejor base se tenga, es mejor para el desarrollo comprensivo.

Es una técnica que trata de resumir lo más destacable de cada tema de la unidad, con tus propias palabras. Para realizar un resumen apropiado, éste, debe tener menor extensión que las páginas sin resumir inicialmente. Además, debe contener lo más destacable del contenido, sin dejar a un lado datos claves.



http://goo.gl/I9nKSY



http://goo.gl/zylSEk

Se debe ir resumiendo a mano con esfero o lápiz en hojas, o a computadora. Depende de cada persona el hecho de hacer su resumen a su estilo. Lo recomendable es hacerlo de la manera que gustes, con colores, a lápiz o con diferentes colores, el objetivo es realizar un trabajo en el que estés satisfecho de tu resumen, y, sobre todo, que recuerdes a partir de tus propios rasgos lo más importante de la información.



Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.



Actividades complementarias

- **Realizar un intercambio de ideas**

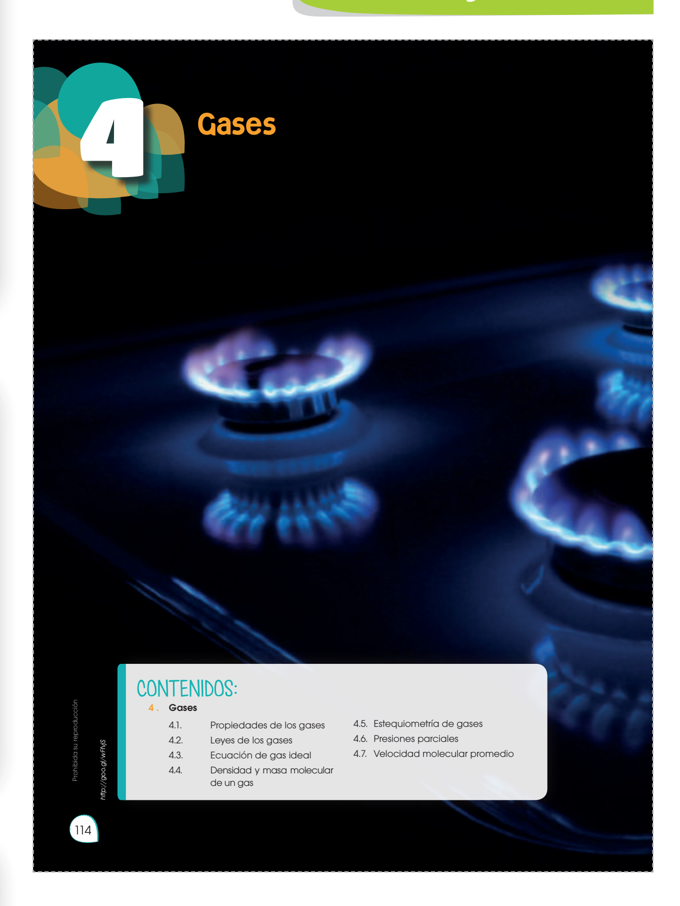
  Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.



Solucionario

1. Respuesta abierta

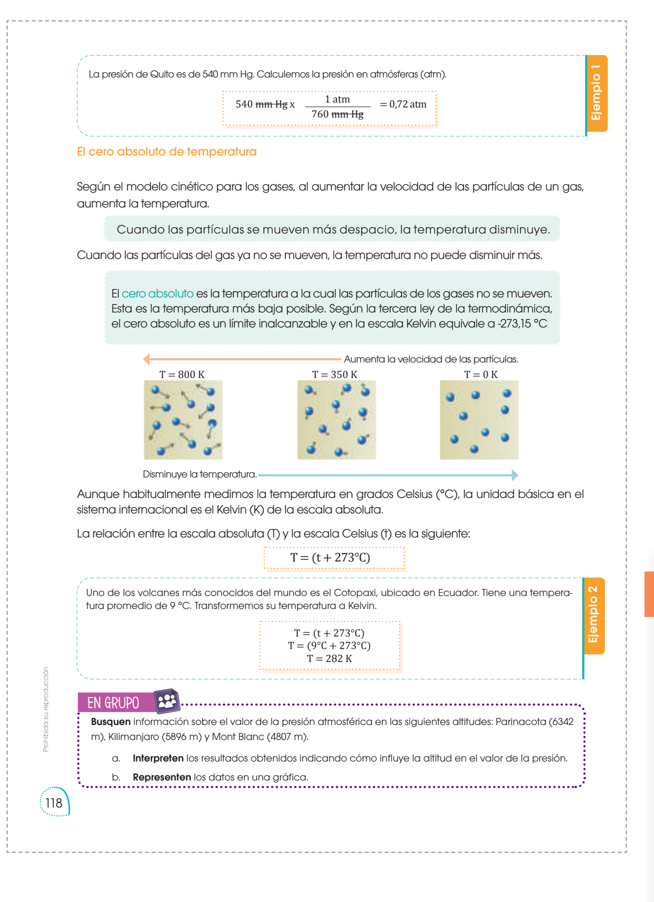
Página 114



Orientación didáctica

- Comprende la influencia de los parámetros de presión y altura relacionados con los gases.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Página 118



Ejemplo 1

La presión de Quito es de 540 mm Hg. Calculemos la presión en atmósferas (atm).

$$540 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0{,}72 \text{ atm}$$

El cero absoluto de temperatura

Según el modelo cinético para los gases, al aumentar la velocidad de las partículas de un gas, aumenta la temperatura.

Cuando las partículas se mueven más despacio, la temperatura disminuye.

Cuando las partículas del gas ya no se mueven, la temperatura no puede disminuir más.

El cero absoluto es la temperatura a la cual las partículas de los gases no se mueven. Esta es la temperatura más baja posible. Según la tercera ley de la termodinámica, el cero absoluto es un límite inalcanzable y en la escala Kelvin equivale a -273,15 °C

Aunque habitualmente medimos la temperatura en grados Celsius (°C), la unidad básica en el sistema internacional es el Kelvin (K) de la escala absoluta.

La relación entre la escala absoluta (T) y la escala Celsius (t) es la siguiente:

$$T = (t + 273°C)$$

Ejemplo 2

Uno de los volcanes más conocidos del mundo es el Cotopaxi, ubicado en Ecuador. Tiene una temperatura promedio de 9 °C. Transformemos su temperatura a Kelvin.

$$T = (t + 273°C)$$
$$T = (9°C + 273°C)$$
$$T = 282 \text{ K}$$

EN GRUPO

Busquen información sobre el valor de la presión atmosférica en las siguientes altitudes: Parinacota (6342 m), Kilimanjaro (5896 m) y Mont Blanc (4807 m).

a. **Interpreten** los resultados obtenidos indicando cómo influye la altitud en el valor de la presión.

b. **Representen** los datos en una gráfica.

Prohibida su reproducción

118

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

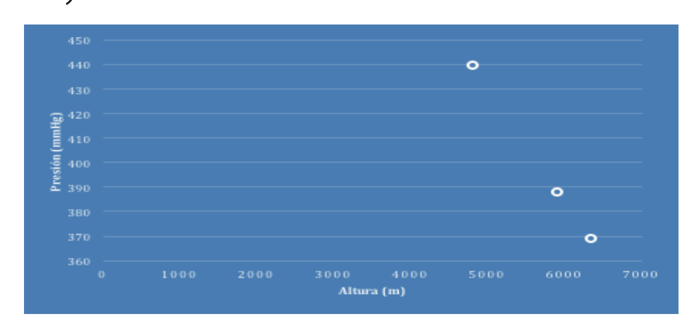
1. Parinacota: 369mmHg

   Kilimanjaro: 388mmHg

   Mmont Blanc: 439.5mmHg

   a) Entre mayor es la altura la presión disminuye

   b)



Orientación didáctica

- Comprende la relación entre la presión y el volumen y comprende la ley de Boyle de su proporcionalidad inversa.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

1. A temperatura constante

$P_1 V_1 = P_2 V_2$

$3{,}7 \times 10^5 \text{Pa} \times 1{,}5\text{m}^3 = 8{,}3 \times 10^4 \text{Pa} \times V_2$

$V_2 = 6{,}68\text{m}^3$

2. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$1\,827 \times 10^6 \text{ Pa} \times 0{,}4\text{m}^3 = P_2 \times 0{,}8\text{m}^3$

$P_2 = 9{,}10 \times 10^5 \text{ Pa}$

Página 119

4.2. Leyes de los gases

El comportamiento de los gases frente a variaciones de presión y temperatura fue objeto de estudio de diversos científicos desde el siglo XVII. Así surgieron las leyes de los gases.

La justificación de estas leyes mediante el modelo cinético-molecular contribuyó al conocimiento de la estructura corpuscular de la materia.

- Ley de Boyle-Mariotte: En el siglo XVII, Robert Boyle (1627-1691) en Inglaterra, y Edme Mariotte (1620-1684) en Francia, estudiaron las variaciones que experimentaba la presión de un gas, manteniendo la temperatura constante y modificando el volumen del recipiente que lo contenía.

La teoría cinética justifica la ley de Boyle-Mariotte:

- Al mantenerse constante la temperatura, la velocidad media de las partículas del gas se mantiene constante y los choques tienen la misma energía.
- Como las partículas se mueven a la misma velocidad y tienen la misma energía, al reducir el volumen aumenta la presión. Es decir, hay mayor número de choques, ya que las partículas deben recorrer una menor distancia para colisionar con las paredes del recipiente.

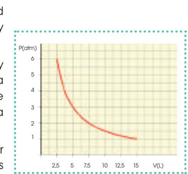
En cambio, al aumentar el volumen, tardarán más en chocar con las paredes del recipiente y, por tanto, se producirán menos colisiones. Ello hará que la presión disminuya.

Y TAMBIÉN: ¿?

Ley de Boyle-Mariotte

Para una determinada masa de gas, a temperatura constante, el producto de la presión que se ejerce sobre una cantidad de gas por el volumen que este ocupa es constante.

$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 = \text{constante}$



Ley de Boyle-Mariotte

Ejemplo 3

Un recipiente contiene 0,6 m³ de un gas a 5 atm. Calculemos el volumen que ocupará el gas si se aumenta la presión a 6 atm, sin variar la temperatura.

Datos: $V_1 = 0{,}6 \text{ m}^3$ $P_1 = 5 \text{ atm}$ $P_2 = 6 \text{ atm}$ $T = \text{constante}$

Aplicamos la ley de Boyle-Mariotte:

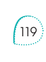
$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 = \text{constante}$

$$V_2 = \frac{P_1 \times V_1}{P_2} = \frac{5 \cancel{\text{atm}} \times 0{,}6 \text{ m}^3}{6 \cancel{\text{atm}}} = 0{,}5 \text{ m}^3$$

El volumen que ocupará será de $0{,}5 \text{ m}^3$.

Actividades

1. En un recipiente de $1{,}5 \text{ m}^3$ se introduce un gas a $3{,}7 \times 10^5$ Pa. Si disminuimos la presión a $8{,}3 \times 10^4$ Pa sin variar la temperatura, ¿qué volumen ocupará?
2. Un gas ocupa $0{,}4 \text{ m}^3$ a 305 K y $1{,}82 \times 10^6$ Pa. **Calcula** a qué presión estará sometido si doblamos el volumen, y mantenemos la temperatura constante.



Página 120

Ley de Charles y de Gay-Lussac

El químico francés Joseph-Louis Gay-Lussac es conocido principalmente por los estudios que llevó a cabo a comienzos del siglo XIX sobre el comportamiento de los gases.

Aproximadamente en la misma época, el científico, también francés, Jacques Alexandre Charles, analizó las variaciones que experimentaba el volumen de una determinada masa de gas al mantener constante la presión y variar la temperatura.

Los resultados obtenidos por Charles fueron confirmados posteriormente por Gay-Lussac.

De este modo, los estudios experimentales de dichos científicos concluyeron en la formulación de la ley de Charles y Gay-Lussac:

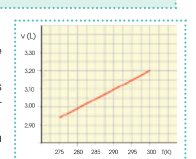
A presión constante, el volumen que ocupa una cantidad de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \ldots = \text{constante}$$

La teoría cinética explica la ley de Charles y Gay-Lussac:

- Si aumenta la velocidad a la que se mueven las partículas de un gas, también aumenta la temperatura.
- Al aumentar la temperatura aumenta el número de choques de las partículas del gas y, al aumentar el volumen, se producen menos choques por unidad de tiempo.

  Si ambos efectos se compensan, la presión se mantendrá constante.



Ley de Charles y Gay-Lussac

Ejemplo 4

En un recipiente, en el que se mantiene la presión constante, un gas ocupa un volumen de $6\ m^3$ a la temperatura de 270 K. Determinemos el volumen que ocuparía si aumentáramos la temperatura hasta 540 K.

Datos: $V_1 = 6\ m^3$ $T_1 = 270\ K$ $T_2 = 540\ K$ $P = \text{constante}$

Apliquemos la ley de Charles y Gay-Lussac:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1} = \frac{6m^3 \times 540\ K}{270\ K} = 12m^3$$

El gas ocupará un volumen de $12\ m^3$. Observemos que, al duplicar la temperatura, también se duplica el volumen ocupado por el gas.

Actividades

3. En un experimento que se desarrolla a presión constante, un gas a 275 K ocupa 6 L. **Construye** la gráfica del volumen ocupado por el gas en función de la temperatura para valores comprendidos entre 200 y 400 K.
4. Un gas que se encuentra a una temperatura de 298 K ocupa un volumen de $5 \times 10^{-3}\ m^3$.

   —¿Qué volumen ocupará si aumentamos su temperatura en 50 K?

120

Orientación didáctica

- Comprende la relación entre la temperatura y el volumen, su influencia y proporcionalidad.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

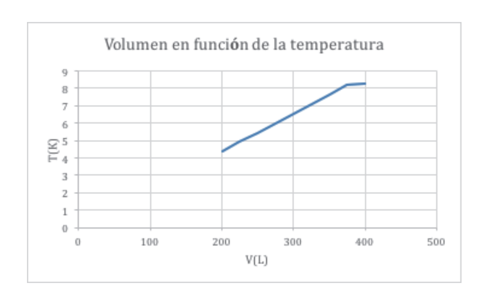
Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

3. $$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{6L}{275K} = \frac{P_1}{T_2}$$



4. ¿Qué volumen ocupara si aumentamos su temperatura en 50K?

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

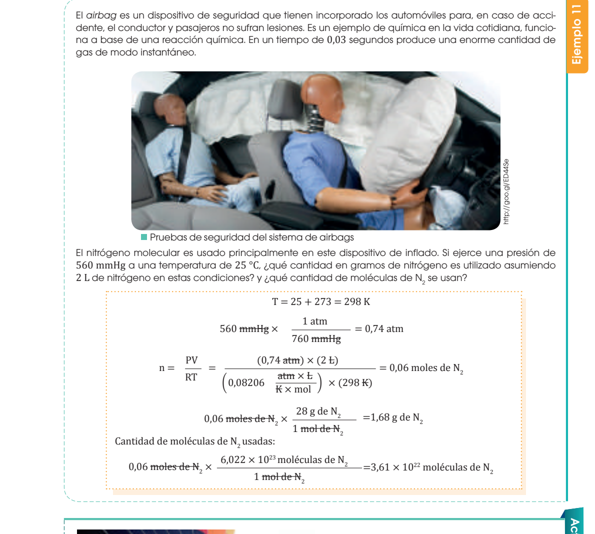
$$(5x10^{-3})\ m^3/298K = V_2/50K$$

$$V_2 = 8.38x10^{-4}\ m^3$$

Orientación didáctica

- Analiza las propiedades y utilidad de los gases, en sus aplicaciones y en los ejercicios.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Página 124



Ejemplo 11

El *airbag* es un dispositivo de seguridad que tienen incorporado los automóviles para, en caso de accidente, el conductor y pasajeros no sufran lesiones. Es un ejemplo de química en la vida cotidiana, funciona a base de una reacción química. En un tiempo de 0,03 segundos produce una enorme cantidad de gas de modo instantáneo.

http://goo.gl/ED44Se

Pruebas de seguridad del sistema de airbags

El nitrógeno molecular es usado principalmente en este dispositivo de inflado. Si ejerce una presión de 560 mmHg a una temperatura de 25 °C, ¿qué cantidad en gramos de nitrógeno es utilizado asumiendo 2 L de nitrógeno en estas condiciones? y ¿qué cantidad de moléculas de N_2 se usan?

$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$560\ \text{mmHg} \times \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}74\ \text{atm}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(0{,}74\ \text{atm}) \times (2\ \text{L})}{\left(0{,}08206\ \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}}\right) \times (298\ \text{K})} = 0{,}06 \text{ moles de } N_2$$

$$0{,}06 \text{ moles de } N_2 \times \frac{28 \text{ g de } N_2}{1 \text{ mol de } N_2} = 1{,}68 \text{ g de } N_2$$

Cantidad de moléculas de N_2 usadas:

$$0{,}06 \text{ moles de } N_2 \times \frac{6{,}022 \times 10^{23} \text{ moléculas de } N_2}{1 \text{ mol de } N_2} = 3{,}61 \times 10^{22} \text{ moléculas de } N_2$$

Actividades

http://goo.gl/SP5ca0

5. Una de las principales aplicaciones de gases químicos son los globos aerostáticos. En su interior hay aire caliente y eso hace que el globo se eleve. **Determina** cuál es la presión que ejerce el aire del ambiente sobre estos globos si sabemos que se elevan a una temperatura de 100 °C, asumiendo 1 mol de aire y 22,41 L.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.



Solucionario

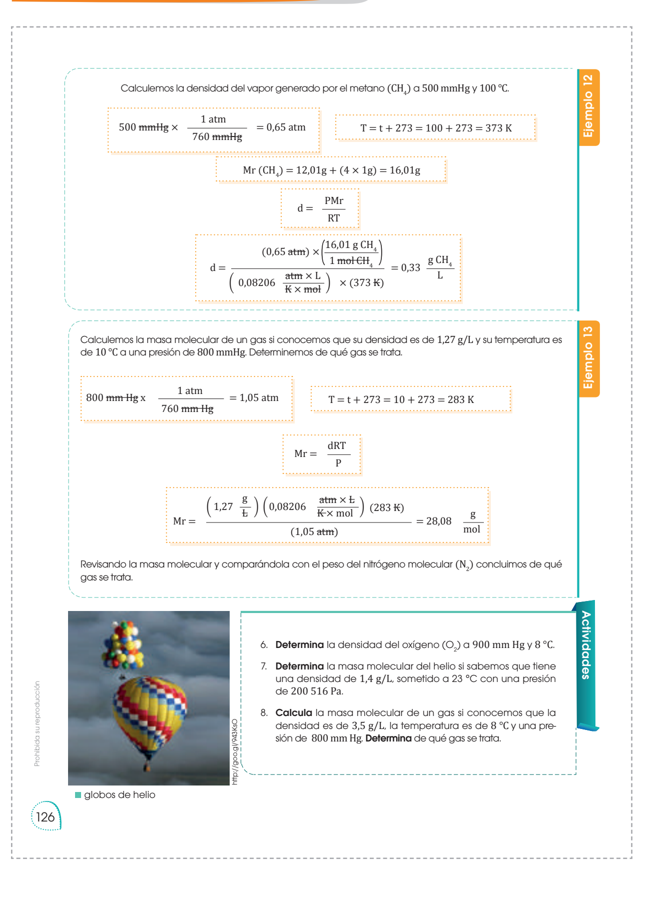
1. $100°C + 273 = 383K$

   $P=nRT/(V)=((1\ mol)(0.08206\ (atm·L)/(K·mol))(383K))/22.41L=1.40atm$

Orientación didáctica

- Analiza las propiedades y utilidad de los gases, en sus aplicaciones y en los ejercicios.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Página 126



Ejemplo 12

Calculemos la densidad del vapor generado por el metano (CH_4) a 500 mmHg y 100 °C.

$$500\ \text{mmHg} \times \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}65\ \text{atm}$$

$$T = t + 273 = 100 + 273 = 373\ K$$

$$Mr\ (CH_4) = 12{,}01g + (4 \times 1g) = 16{,}01g$$

$$d = \frac{PMr}{RT}$$

$$d = \frac{(0{,}65\ \text{atm}) \times \left(\frac{16{,}01\ g\ CH_4}{1\ \text{mol}\ CH_4}\right)}{\left(0{,}08206\ \frac{\text{atm} \times L}{K \times \text{mol}}\right) \times (373\ K)} = 0{,}33\ \frac{g\ CH_4}{L}$$

Ejemplo 13

Calculemos la masa molecular de un gas si conocemos que su densidad es de 1,27 g/L y su temperatura es de 10 °C a una presión de 800 mmHg. Determinemos de qué gas se trata.

$$800\ \text{mm Hg} \times \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mm Hg}} = 1{,}05\ \text{atm}$$

$$T = t + 273 = 10 + 273 = 283\ K$$

$$Mr = \frac{dRT}{P}$$

$$Mr = \frac{\left(1{,}27\ \frac{g}{L}\right)\left(0{,}08206\ \frac{\text{atm} \times L}{K \times \text{mol}}\right)(283\ K)}{(1{,}05\ \text{atm})} = 28{,}08\ \frac{g}{\text{mol}}$$

Revisando la masa molecular y comparándola con el peso del nitrógeno molecular (N_2) concluimos de qué gas se trata.

Actividades

6. **Determina** la densidad del oxígeno (O_2) a 900 mm Hg y 8 °C.
7. **Determina** la masa molecular del helio si sabemos que tiene una densidad de 1,4 g/L, sometido a 23 °C con una presión de 200 516 Pa.
8. **Calcula** la masa molecular de un gas si conocemos que la densidad es de 3,5 g/L, la temperatura es de 8 °C y una presión de 800 mm Hg. **Determina** de qué gas se trata.

http://goo.gl/943KsO

globos de helio

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

6. 900mmHg×(1 atm)/(760 mmHg)=1.18atm

   8+273=281K

   d=PM/RT

   d=(1.18atm ×32 g/mol)/(0.08206 (atm·L)/(K·mol)×281K)=1.63 g/L

7. 200516Pa×(1 atm)/101325Pa=1.97atm

   23+273=296K

   M=dRT/P

   M=(1.4g/L×0.08206(atm·L)/(K·mol)×296K)/1.97atm=17.26 g/mol

8. Mr=(3.5g/L×0.08206(atm×L)/(K×mol)×281K)/(1.05 atm)=76.86 g/mol

El más cercano a ese peso es el Cl_2



Solucionario

$N_{2(g)}+O_{2(g)} \rightarrow N_2O_{2(g)}$

Reacción	$N_{2\,(g)}$	$+O_{2\,(g)}$	$\rightarrow N_2O_{2\,(g)}$
Mol	1	2	2
Masa	28g	64g	92g
Volumen	1x22.7L	2x22.7L	2x22.7L

$HCl_{(ac)} + Zn(OH)_{2\,(s)} \rightarrow ZnCl_{2\,(ac)} + H_2O$

Reacción	$2HCl_{(ac)}$	$+Zn(OH)_{2\,(s)}$	$\rightarrow ZnCl_{2\,(ac)}$	$+2\,H_2O$
Mol	2	1	1	2
Masa	72g	99g	135g	36g
Volumen	2x22.7L	1x22.7L	1x22.7L	2x22.7L

$C_2H_5OH_l + O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2\,(g)} + H_2O$

Reacción	$C_2H_5OH_l$	$+O_{2\,(g)}$	$\rightarrow 2CO_{2\,(g)}$	$+3H_2O$
Mol	1	3	2	3
Masa	46g	96g	88g	54g
Volumen	1x22.7L	3x22.7L	2x22.7L	3x22.7L

$HgO \rightarrow Hg + O_2$

Reacción	$2HgO$	$\rightarrow 2Hg+$	O_2g
Mol	2	2	1
Masa	432g	400g	32g
Volumen	2x22.7L	2x22.7L	1x22.7L

$H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$

Reacción	$2H_2O_2$	$\rightarrow 2H_2O$	$+\,O_2$
Mol	2	2	1
Masa	68g	36g	32g
Volumen	2x22.7L	2x22.7L	1x22.7L

$Zn_{(s)} + H_2SO_4\,(ac) \rightarrow ZnSO_4\,(ac) + H_2\,(g)$

Reacción	$Zn_{(s)}$	$+\,H_2SO_4\,(ac)$	$\rightarrow ZnSO_4\,(ac)$	$+\,H_2\,(g)$
Mol	1	1	1	1
Masa	65g	98g	161g	2g
Volumen	1x22.7L	1x22.7L	1x22.7L	1x22.7L

Página 127

4.5. Estequiometría de gases

Cálculos estequiométricos

La estequiometría de una reacción nos indica la relación en moles de las sustancias que intervienen en ella.

Si conocemos la masa o el volumen de alguno de los reactivos o productos implicados, podemos calcular la masa o el volumen de las otras sustancias que participan.

Y TAMBIÉN



En los compuestos iónicos no existen moléculas aunque hablemos de «masa molecular».

Utilizamos el término *molécula* para indicar la relación mínima entre los iones que forman el compuesto.

Interpretación cuantitativa de una ecuación química

Para calcular la cantidad de una sustancia que debe reaccionar con una determinada cantidad de otra, o la cantidad de una sustancia que se producirá si conocemos las cantidades de los reactivos, la ecuación química debe estar ajustada.

Una ecuación química ajustada nos aporta información acerca de las proporciones de las sustancias que intervienen, tanto reactivos como productos.

Ejemplo 14

Veamos la reacción de la síntesis del amoníaco. Una vez ajustada, los coeficientes de la reacción nos indican la relación en que intervienen los reactivos y los productos.

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightarrow 2\,NH_3\,(g)$$

Vamos a relacionar la fórmula química y sus coeficientes con magnitudes y unidades que podamos medir en el laboratorio o en la industria. Para ello, partiendo de las masas atómicas de los elementos, calculemos las masas moleculares de las sustancias que intervienen.

Datos: $A_r(N) = 14{,}0\,\frac{g}{mol}$ $\quad A_r(H) = 1\,\frac{g}{mol}$

$$M_r(N_2) = 2\,A_r(N) = 2 \times 14{,}0 = 28{,}0\,\frac{g}{mol}$$

$$M_r(H_2) = 2\,A_r(H) = 2 \times 1{,}0\,\frac{g}{mol} = 2{,}0\,\frac{g}{mol}$$

$$M_r(NH_3) = A_r(N) + 3\,A_r(H) = [14{,}0 + (3 \times 1{,}0)]\frac{g}{mol} = 17{,}0\,\frac{g}{mol}$$

A la ecuación ajustada la podemos interpretar desde varios puntos de vista:

- **En términos atómico-moleculares**: Por cada molécula de N_2 que reacciona con tres moléculas de H_2, obtenemos dos moléculas de NH_3.
- **En términos molares**: Un mol de N_2 reacciona con tres moles de H_2 para producir dos moles de NH_3.
- **En términos de masas y volúmenes**: 28,0 g de N_2 reaccionan con 6,0 g de H_2 para producir 34,0 g de NH_3. Los 28,0 g de N_2, a 10^5 Pa y 273 K, ocupan 45,4 L.

Actividades

9. **Ajusta** las siguientes ecuaciones e **interprétalas** en términos atómico-moleculares, en términos molares y en términos de masas y volúmenes:
   a. $N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow NO_2\,(g)$
   b. $HCl\,(aq) + Zn(OH)_2\,(s) \rightarrow ZnCl_2\,(aq) + H_2O\,(l)$
   c. $C_2H_5OH\,(l) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + H_2O\,(l)$
   d. $HgO\,(s) \rightarrow Hg\,(l) + O_2\,(g)$
   e. $H_2O_2\,(l) \rightarrow H_2O\,(l) + O_2\,(g)$
   f. $Zn\,(s) + H_2SO_4\,(aq) \rightarrow ZnSO_4\,(aq) + H_2\,(g)$

Página 128

Cálculos con volúmenes

Para determinar el volumen de un componente gaseoso en una reacción química, hay que seguir un procedimiento similar al del ejemplo anterior.

Veamos, en primer lugar, reacciones que tienen lugar a 10^5 Pa de presión y a 273 K de temperatura. En estas condiciones, llamadas *condiciones normales*, un mol de cualquier gas ocupa 22,4 L, que es el llamado *volumen molar* (V_M).

Ejemplo 15

En la reacción de descomposición del clorato de potasio, $KClO_3$, se forma cloruro de potasio, KCl, y oxígeno, O_2. Calculemos el volumen de O_2, medido a 10^5 Pa y 273 K, producido al descomponer totalmente 1 kg de $KClO_3$.

Datos: $m_{KClO_3} = 1\,000$ g $A_r(K) = 39{,}1 \frac{g}{mol}$ $V_M(O_2) = 22{,}4 \frac{L}{mol}$

$A_r(Cl) = 35{,}5 \frac{g}{mol}$ $A_r(O) = 16{,}0 \frac{g}{mol}$

Paso 1: Formulemos y ajustemos la ecuación correspondiente.

$$2\ KClO_3\ (s) \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

Paso 2: Calculemos la masa molecular de cada sustancia y, a partir de ella, determinemos su masa molar.

$$M_r(KClO_3) = 122{,}6\ g/mol$$
$$M_r(KCl) = 74{,}6\ g/mol$$
$$M_r(O_2) = 32{,}0\ g/mol$$

Con los datos anteriores, confeccionamos una tabla en la que consten la ecuación ajustada y la relación que hay entre el número de moles, las masas y los volúmenes (en el caso de gases) de cada sustancia que interviene.

Reacción	$2\ KClO_3\ (s)$ →	$2\ KCl\ (s)$ +	$3\ O_2\ (g)$
Moles	2	2	3
Masa	245,2 g	149,2 g	96,0 g
Volumen			$3\ \cancel{moles}\ O_2 \times 22{,}4 \frac{L}{\cancel{mol}} = 67{,}2$ L

Paso 3: Multipliquemos el dato de partida por la relación entre el volumen de O_2 y la masa de clorato de potasio.

$$V\ (O_2) = 1\,000\ \cancel{g\ KClO_3} \times \frac{67{,}2\ L\ O_2}{245{,}2\ \cancel{g\ KClO_3}} = 274{,}06\ L\ O_2$$

Necesitaremos 274,06 L de O_2, medidos a 10^5 Pa y 273 K.

Como en el caso anterior, también podemos deducir una regla práctica para trabajar con volúmenes, a 10^5 Pa de presión y 273 K de temperatura.

Para determinar el volumen de un reactivo o un producto, conociendo la masa o el volumen de otro componente de la reacción, basta multiplicar el dato conocido por la relación entre el volumen y la masa, o bien, entre los volúmenes de ambas sustancias, que se deriva de la ecuación ajustada.

Actividades

10. El ácido sulfúrico, H_2SO_4, ataca al cinc, Zn, y se produce sulfato de cinc, $ZnSO_4$, e hidrógeno gaseoso, H_2. **Calcula** cuántos gramos de cinc deben utilizarse para producir 5 L de hidrógeno, medidos a 273 K y 10^5 Pa.



Orientación didáctica

- Analiza y distingue la presión de las presiones parciales de los gases y su relación con la fracción molar.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

10. PV=nRT

n=PV/RT

$1x10^5$ Pa×(1 atm)/101325Pa=0.98atm

n=(0.98atm×5L)/(0.08206(atm·L)/(K·mol)×273K)=0.21mol H_2

0.21mol H_2×(1 mol Zn)/(1 mol H_2)×(65g Zn)/(1 mol Zn)=13.65g Zn

Solucionario

11. $C_4H_{10} + 13/2\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5H_2O$

$2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$

$23°C + 273 = 296K$

$121590Pa \times 1atm/101325Pa = 1.2atm$

$38g\ C_4H_{10} \times (1\ mol\ C_4H_{10})/(58g\ C_4H_{10}) \times (1\ mol\ CO_2)/(2\ mol\ C_4H_{10}) = 2.62\ mol\ CO_2$

$V = nRT/P = ((2.62\ mol\ CO_2)(0.08206\ (atm \cdot L)/(K \cdot mol))(296K))/1.2atm = 53.03L$

12. $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$

$25g\ NH_4NO_2 \times (1\ mol\ NH_4NO_2)/(64g\ NH_4NO_2) \times (1\ mol\ N_2)/(1\ mol\ NH_4NO_2) = 0.39mol\ N_2$ $30°C + 273 = 303K$

$V = nRT/P = ((0.39mol\ N_2)(0.08206\ (atm \cdot L)/(K \cdot mol))(303K))/0.98atm = 9.89L$

13. $S + O_2 \rightarrow SO_2$

352g al 87%

$352 \times 0.87 = 306.24g\ S \times (1\ mol\ S)/(32g\ S) = 9.57mol\ S$

$23°C + 273 = 296K$

$P = nRT/V = ((9.57mol\ S)(0.08206(atm \cdot L)/(K \cdot mol))(296k))/29.1L = 7.98atm \times (101325\ Pa)/1atm = 809391.77\ Pa$

Página 129

También puede haber ejercicios que impliquen plantear la reacción química, balancearla y realizar la interpretación molecular y estequiométrica.

Una vez realizado todo eso, procedemos a utilizar la ecuación del gas ideal.

Ejemplo 16

El carbonato de calcio, $CaCO_3$, reacciona con el ácido clorhídrico, HCl, produciendo cloruro de calcio, $CaCl_2$, dióxido de carbono, CO_2, y agua. Calculemos la masa de cloruro de calcio y el volumen de dióxido de carbono, medido a $1,2 \times 10^5$ Pa y 13 °C, que se producen a partir de 180 g de carbonato de calcio.

Datos: $Ar(Ca) = 40,1\ u$ $Ar(C) = 12,0\ u$ $Ar(O) = 16,0\ u$ $Ar(H) = 1,0\ u$

$A_r(Cl) = 35,5\ u$ $m\ (CaCO_3) = 180\ g$ $P = 1,2 \times 10^5\ Pa$ $T = 13\ °C = 286\ K$

Formulemos y ajustemos la reacción.

$$CaCO_3\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \rightarrow CaCl_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

Calculemos las masas moleculares y las masas molares de las sustancias que nos interesan.

$$M_r(CaCO_3) = 100,1\ u \rightarrow M(CaCO_3) = 100,1\ g/mol$$
$$M_r(CaCl_2) = 111,1\ u \rightarrow M(CaCl_2) = 111,1\ g/mol$$

Apliquemos los factores de conversión adecuados.

$$180\ g\ CaCO_3 \times \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100,1\ g\ CaCO_3} \times \frac{1\ mol\ CaCl_2}{1\ mol\ CaCO_3} \times \frac{111,1\ g\ CaCl_2}{1\ mol\ CaCl_2} = 199,8\ g\ CaCl_2$$

$$180\ g\ CaCO_3 \times \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100,1\ g\ CaCO_3} \times \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ CaCO_3} = 1,8\ mol\ CO_2$$

Conociendo el número de moles, con las condiciones de presión y temperatura dadas, podemos obtener el volumen aplicando la ley de los gases ideales.

$$V = \frac{n\ R\ T}{P} = \frac{1,8\ mol \times 8,31\ Pa \times m^3 \times 286\ K}{1,2 \times 10^5\ Pa \times K \times mol} = 3,56 \times 10^{-2}\ m^3 \times \frac{1\,000\ L}{1\ m^3} = 35,6\ L$$

Observa que los factores de conversión claves son aquellos en los que aparecen los moles de las dos sustancias, según la relación que nos dan los coeficientes estequiométricos.

Del ejemplo anterior, deducimos la siguiente regla práctica:

En el caso de cálculos con volúmenes, en cualquier condición de temperatura y presión, podemos utilizar la ecuación de los gases ideales.

Actividades

11 **Calcula** el volumen de dióxido de carbono, CO_2, medido a 23 °C y 121 590 Pa, que se produce al reaccionar 38 g de butano, C_4H_{10}, con suficiente oxígeno.

12. El nitrito de amonio, NH_4NO_2, se descompone al calentarlo y produce nitrógeno gaseoso, N_2, y agua, H_2O. **Calcula** cuántos litros de nitrógeno, medidos a 30 °C y 0,98 atm, se obtienen al descomponerse 25 g de nitrito de amonio.

13. El azufre, S, reacciona con el oxígeno, O_2, para producir dióxido de azufre, SO_2. Al quemar totalmente 352 g de azufre con una riqueza del 87% se obtienen 29,1 L de dióxido de azufre, medidos a 23 °C. **Calcula** a qué presión se encuentra dicho gas.

Página 130

4.6. Presiones parciales

Deducción de la ley de las presiones parciales

Tenemos una mezcla compuesta por n_A moles del gas A y n_B moles del gas B. Cada gas componente cumple:

$$P_A V = n_A RT$$
$$P_B V = n_B RT$$

Donde P_A y P_B son las presiones parciales de A y B.

- Sumamos las dos igualdades miembro a miembro:

$$P_A V + P_B V = n_A RT + n_B RT$$

- Extraemos el factor común en ambos miembros:

$$(P_A + P_B) V = (n_A + n_B) RT$$

- Sustituimos $n_A + n_B$ por n_T:

$$(P_A + P_B) V = n_T RT$$

- La mezcla de gases también debe cumplir:

$$P V = n_T RT$$

Por lo tanto:

$$P_T = P_A + P_B$$

Si en un recipiente hay más de un gas, ¿cuál es la presión que ejerce cada gas? La respuesta está asociada a la ley de las presiones parciales.

P_A

P_B

http://goo.gl/jjSMIA

$P_T = P_A + P_B$

Presiones parciales:
P_A = presión parcial de A
P_B = presión parcial de B
P_T = presión total

Actividades

14. Una mezcla de gases contiene 7,46 moles de neón (Ne), 0,80 moles de argón (Ar), y 5 moles de xenón (Xe). **Determina** las presiones parciales de los gases si la presión total es de 2 atm a cierta temperatura.

15. Una mezcla de gases a la presión de 600 mm de Hg contiene en porcentaje en volumen un 55% de cloro, un 15% de neón y un 30% de argón. **Calcula** las presiones parciales de cada uno.

16. Una mezcla de 40 g de oxígeno y 60 g de metano se coloca en un recipiente a la presión de 600 mm Hg. ¿Cuál será la presión parcial del oxígeno molecular?





Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

14. Numero de moles totales: 7.46mol + 0.8 mol + 5 mol = 13.26mol

P Ne=2atm × (7.46 mol Ne)/(13.26 mol total)=1.13 atm

P Ar=2atm × (0.80 mol Ne)/(13.26 mol total)=0.12 atm

P Xe=2atm × (5.00 mol Ne)/(13.26 mol total)=0.75 atm

15. P Cl_2=1L Total×(55% Cl)/(100%)×600mmHg=330mmHg

P Ne=1L Total×(15% Ne)/(100%)×600mmHg=90mmHg

P Ar=1L Total×(30% Ne)/(100%)×600mmHg=1800mmHg

16. P O_2=(40g O_2×(1 mol O_2)/(31.98 g O_2))/(5 mol Total)×600mmHg=150mmHg

P CH_4=(60g CH_4×(1 mol CH_4)/(16.01 g CH_4))/(5 mol Total)×600mmHg=450mmHg



Orientación didáctica

- Comprende las velocidades de los gases, cuáles y por qué son más rápidos que otros, es decir, la influencia de la masa.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.



Solucionario

30°C+273K=303K

$N_2 \rightarrow 28g$

He→4g El más lento es el más pesado, es decir N_2

$H_2 \rightarrow 2g$

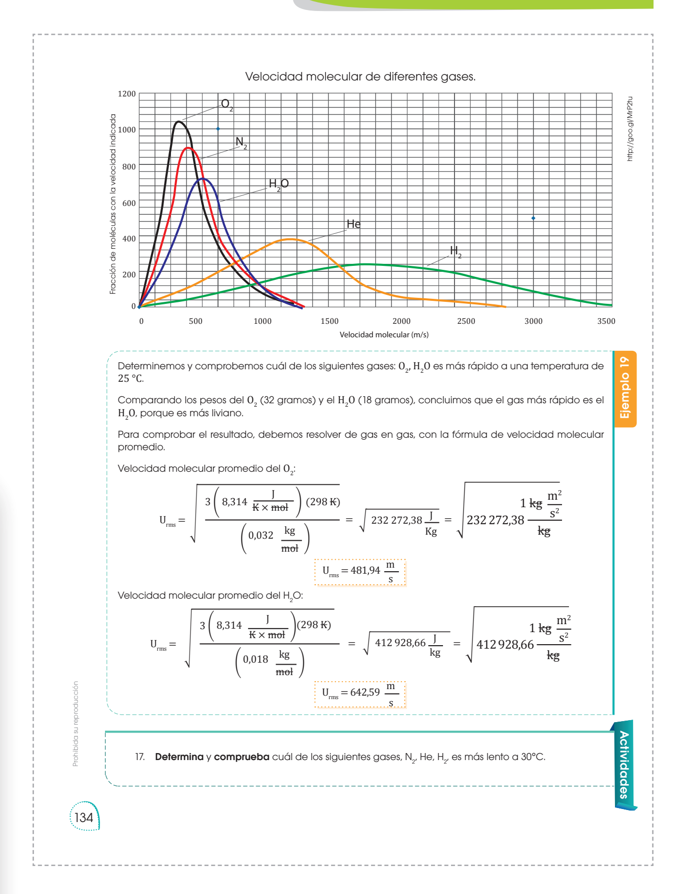
Comprobación:

$U_{N2}=\sqrt{((3(8.314\ J/(K.mol))(303K))/((28g/mol\times 1Kg/1000g)))}=519.52\ m/s$

$U_{He}=\sqrt{((3(8.314\ J/(K.mol))(303K))/((4\ g/mol\times 1Kg/1000g)))}=1374.53\ m/s$

$U_{H2}=\sqrt{((3(8.314\ J/(K.mol))(303K))/((2\ g/mol\times 1Kg/1000g)))}=11943.89\ m/s$

Página 134



Determinemos y comprobemos cuál de los siguientes gases: O_2, H_2O es más rápido a una temperatura de 25 °C.

Comparando los pesos del O_2 (32 gramos) y el H_2O (18 gramos), concluimos que el gas más rápido es el H_2O, porque es más liviano.

Para comprobar el resultado, debemos resolver de gas en gas, con la fórmula de velocidad molecular promedio.

Velocidad molecular promedio del O_2:

$$U_{rms}=\sqrt{\frac{3\left(8{,}314\ \frac{J}{K\times mol}\right)(298\ K)}{\left(0{,}032\ \frac{kg}{mol}\right)}}=\sqrt{232\,272{,}38\ \frac{J}{Kg}}=\sqrt{232\,272{,}38\ \frac{1\ kg\ \frac{m^2}{s^2}}{kg}}$$

$$U_{rms}=481{,}94\ \frac{m}{s}$$

Velocidad molecular promedio del H_2O:

$$U_{rms}=\sqrt{\frac{3\left(8{,}314\ \frac{J}{K\times mol}\right)(298\ K)}{\left(0{,}018\ \frac{kg}{mol}\right)}}=\sqrt{412\,928{,}66\ \frac{J}{kg}}=\sqrt{412\,928{,}66\ \frac{1\ kg\ \frac{m^2}{s^2}}{kg}}$$

$$U_{rms}=642{,}59\ \frac{m}{s}$$

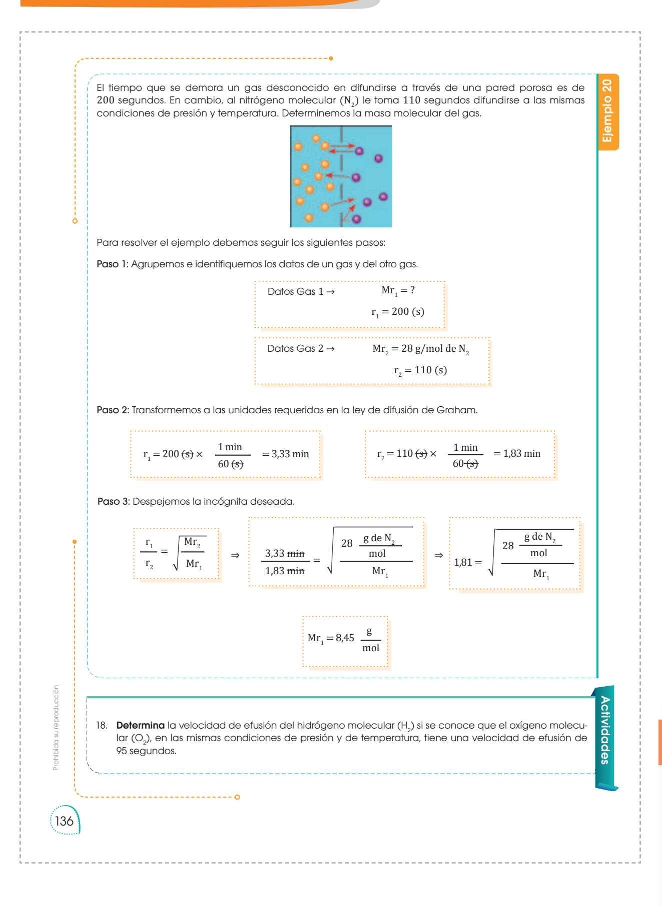
Ejemplo 19

Actividades

17. **Determina** y **comprueba** cuál de los siguientes gases, N_2, He, H_2, es más lento a 30°C.

134

Página 136



Ejemplo 20

El tiempo que se demora un gas desconocido en difundirse a través de una pared porosa es de 200 segundos. En cambio, al nitrógeno molecular (N_2) le toma 110 segundos difundirse a las mismas condiciones de presión y temperatura. Determinemos la masa molecular del gas.

Para resolver el ejemplo debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Agrupemos e identifiquemos los datos de un gas y del otro gas.

Datos Gas 1 → $Mr_1 = ?$, $r_1 = 200\ (s)$

Datos Gas 2 → $Mr_2 = 28\ g/mol\ de\ N_2$, $r_2 = 110\ (s)$

Paso 2: Transformemos a las unidades requeridas en la ley de difusión de Graham.

$$r_1 = 200\ \cancel{(s)} \times \frac{1\ min}{60\ \cancel{(s)}} = 3{,}33\ min \qquad r_2 = 110\ \cancel{(s)} \times \frac{1\ min}{60\ \cancel{(s)}} = 1{,}83\ min$$

Paso 3: Despejemos la incógnita deseada.

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{Mr_2}{Mr_1}} \Rightarrow \frac{3{,}33\ \cancel{min}}{1{,}83\ \cancel{min}} = \sqrt{\frac{28\ \frac{g\ de\ N_2}{mol}}{Mr_1}} \Rightarrow 1{,}81 = \sqrt{\frac{28\ \frac{g\ de\ N_2}{mol}}{Mr_1}}$$

$$Mr_1 = 8{,}45\ \frac{g}{mol}$$

Actividades

18. **Determina** la velocidad de efusión del hidrógeno molecular (H_2) si se conoce que el oxígeno molecular (O_2), en las mismas condiciones de presión y de temperatura, tiene una velocidad de efusión de 95 segundos.

Orientación didáctica

- Comprende las velocidades de los gases, en el sentido de la difusión y/o efusión en el tiempo.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

18. $O_2 = M_1$

$H_2 = M_2$

95 segundos $= r_1$

95 segundos × (1 min)/(60 segundos) =1.58 minuto

$r_1/r_2 = \sqrt{(M_2/M_1)}$

$(1.58min)/r_2 = \sqrt{((2\ g/mol)/(32\ g/mol))}$

$r_2 = 6{,}32$



Tema

¿Cómo comprobar las leyes de los gases?

Planteamiento del problema

En este problema, mediante el proceso de experimentación, se trata de demostrar el cumplimiento de los diferentes principios de los gases.

Además, se busca comprender qué elementos físicos o reacciones químicas que tienen lugar con el propósito de encontrar respuestas veraces y científicamente verdaderas.

Formulación de la hipótesis

Existe un cambio de volumen a medida que se varía la presión.

Experimentación

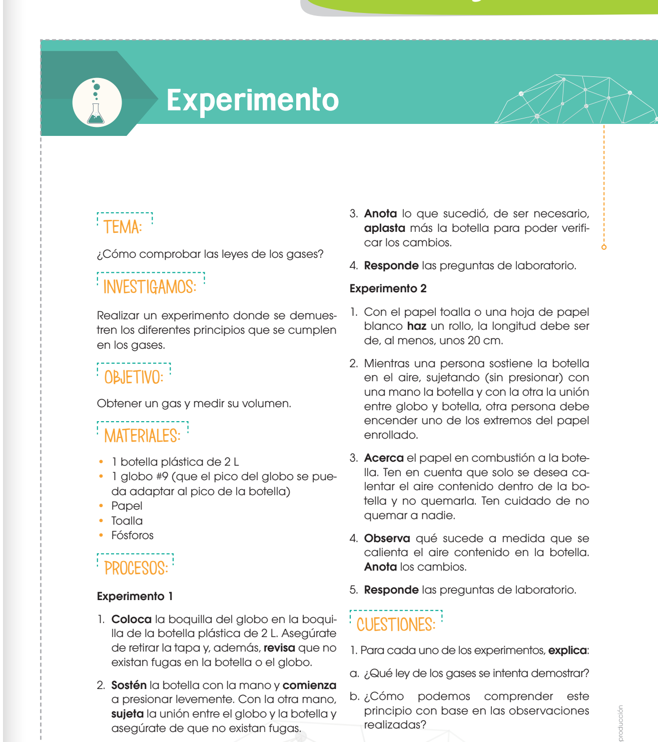
Experimento 1

1. Coloca la boquilla del globo en la boquilla de la botella plástica de 2 L. Asegúrate de retirar la tapa y, además, revisa que no existan fugas en la botella o el globo.
2. Sostén la botella con la mano y comienza a presionar levemente. Con la otra mano, sujeta la unión entre el globo y la botella y asegúrate de que no existan fugas.
3. Anota lo que sucedió, de ser necesario, aplasta más la botella para poder verificar los cambios.

Experimento 2

1. Con el papel toalla o una hoja de papel blanco haz un rollo, la longitud debe ser de, al menos, unos 20 cm.
2. Mientras una persona sostiene la botella en el aire, sujetando (sin presionar) con una mano la botella y con la otra la unión entre globo y botella, otra persona debe encender uno de los extremos del papel enrollado.
3. Acerca el papel en combustión a la botella. Ten en cuenta que solo se desea calentar el aire contenido dentro de la botella y no quemarla. Ten cuidado de no quemar a nadie.
4. Observa qué sucede a medida que se calienta el aire contenido en la botella.

Página 137



Experimento

TEMA:

¿Cómo comprobar las leyes de los gases?

INVESTIGAMOS:

Realizar un experimento donde se demuestren los diferentes principios que se cumplen en los gases.

OBJETIVO:

Obtener un gas y medir su volumen.

MATERIALES:

- 1 botella plástica de 2 L
- 1 globo #9 (que el pico del globo se pueda adaptar al pico de la botella)
- Papel
- Toalla
- Fósforos

PROCESOS:

Experimento 1

1. **Coloca** la boquilla del globo en la boquilla de la botella plástica de 2 L. Asegúrate de retirar la tapa y, además, **revisa** que no existan fugas en la botella o el globo.
2. **Sostén** la botella con la mano y **comienza** a presionar levemente. Con la otra mano, **sujeta** la unión entre el globo y la botella y asegúrate de que no existan fugas.
3. **Anota** lo que sucedió, de ser necesario, **aplasta** más la botella para poder verificar los cambios.
4. **Responde** las preguntas de laboratorio.

Experimento 2

1. Con el papel toalla o una hoja de papel blanco **haz** un rollo, la longitud debe ser de, al menos, unos 20 cm.
2. Mientras una persona sostiene la botella en el aire, sujetando (sin presionar) con una mano la botella y con la otra la unión entre globo y botella, otra persona debe encender uno de los extremos del papel enrollado.
3. **Acerca** el papel en combustión a la botella. Ten en cuenta que solo se desea calentar el aire contenido dentro de la botella y no quemarla. Ten cuidado de no quemar a nadie.
4. **Observa** qué sucede a medida que se calienta el aire contenido en la botella. **Anota** los cambios.
5. **Responde** las preguntas de laboratorio.

CUESTIONES:

1. Para cada uno de los experimentos, **explica**:

a. ¿Qué ley de los gases se intenta demostrar?

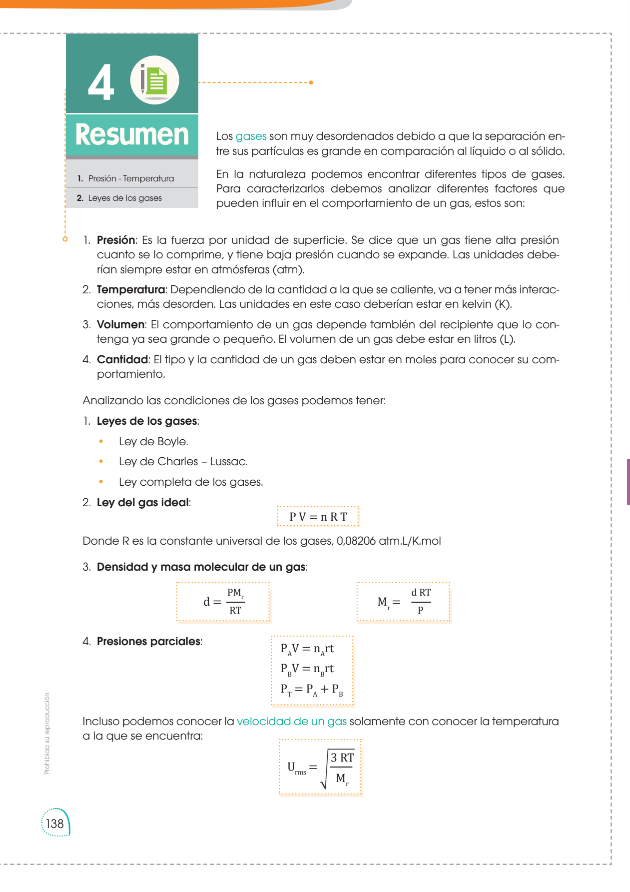
b. ¿Cómo podemos comprender este principio con base en las observaciones realizadas?

137

Conclusiones

A medida que se produzca más gas, el globo se va a ir inflando más y más. Es decir, al existir mayor número de partículas el volumen del gas va a incrementar y por ende la presión se va a reducir. Esta es la ley de Boyle porque enuncia la relación inversamente proporcional entre el volumen y la presión de un gas.

Página 138



4

Resumen

1. Presión - Temperatura
2. Leyes de los gases

Los gases son muy desordenados debido a que la separación entre sus partículas es grande en comparación al líquido o al sólido.

En la naturaleza podemos encontrar diferentes tipos de gases. Para caracterizarlos debemos analizar diferentes factores que pueden influir en el comportamiento de un gas, estos son:

1. **Presión**: Es la fuerza por unidad de superficie. Se dice que un gas tiene alta presión cuanto se lo comprime, y tiene baja presión cuando se expande. Las unidades deberían siempre estar en atmósferas (atm).
2. **Temperatura**: Dependiendo de la cantidad a la que se caliente, va a tener más interacciones, más desorden. Las unidades en este caso deberían estar en kelvin (K).
3. **Volumen**: El comportamiento de un gas depende también del recipiente que lo contenga ya sea grande o pequeño. El volumen de un gas debe estar en litros (L).
4. **Cantidad**: El tipo y la cantidad de un gas deben estar en moles para conocer su comportamiento.

Analizando las condiciones de los gases podemos tener:

1. **Leyes de los gases**:
   - Ley de Boyle.
   - Ley de Charles – Lussac.
   - Ley completa de los gases.
2. **Ley del gas ideal**:

$$PV = nRT$$

Donde R es la constante universal de los gases, 0,08206 atm.L/K.mol

3. **Densidad y masa molecular de un gas**:

$$d = \frac{PM_r}{RT} \qquad M_r = \frac{dRT}{P}$$

4. **Presiones parciales**:

$$P_AV = n_Art$$
$$P_BV = n_Brt$$
$$P_T = P_A + P_B$$

Incluso podemos conocer la velocidad de un gas solamente con conocer la temperatura a la que se encuentra:

$$U_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M_r}}$$

Prohibida su reproducción

138

Orientación didáctica

- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad. El tema de gases es uno de los temas más fáciles de comprender. Además del experimento, mediante el resumen se pretende que los estudiantes se encuentres emparejados en conocimiento tanto en lo teórico con lo práctico.
- Se recomienda abordar los temas de aplicaciones de gases para que los estudiantes comprendan acerca de en donde podemos encontrar gases y cuáles son sus propiedades.

Actividades complementarias

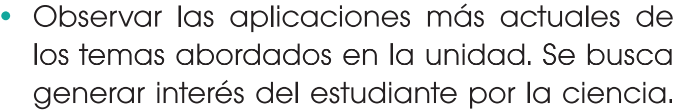
- **Dinámica de resumen**

  Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito o en forma de mapa conceptual o en forma de esquema.

- **Esquema**

  El docente puede transmitir el resumen en el pizarrón pero en forma de esquema para recapitular todo lo anteriormente descrito, haciendo participar a los estudiantes de la clase.

Orientación didáctica



- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.
- Los gases tienen cientos de aplicaciones, las podemos ver en esta zona por medio de noticias o videos, especialmente este tema debería leerse en la clase todas las noticias para crear intriga en los estudiantes.

Actividades complementarias

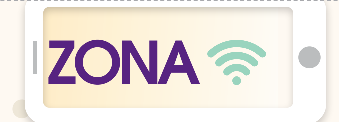
- **Trabajo escrito**

  El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase.

- **Deber**

  Entregar un resumen del video relacionado con gases, junto con su opinión.

Página 139



NOTICIA

Datos interesantes sobre el estado gaseoso

El químico J. B. van Helmont introdujo por primera vez el término *gas*, que proviene de la palabra latina *chaos* que significa 'caos'. De manera natural, en la atmósfera de la Tierra podemos encontrar diecisiete gases. Sin embargo, únicamente el oxígeno y el nitrógeno se encuentran en grandes cantidades con concentraciones del 21% y 79% respectivamente. Por otro lado, el hidrógeno es el gas más liviano, abundante y explosivo del planeta; el radón es el gas más pesado (220 veces más pesado que el H) y el xenón es el elemento gaseoso no radiactivo más caro que se encuentra y representa 90 ppb de la atmósfera total.

Galman, Don. (2015). Datos interesantes sobre el gas. *(Adaptación). Honeywell. Extraído el 20 de septiembre de 2015 de http://goo.gl/plVkn7.*



https://goo.gl/vKRKBc

SOCIEDAD

Vehículo de hidrógeno. ¿El combustible del futuro?

http://goo.gl/K9eyad

Los vehículos de hidrógeno podrían funcionar sin generar ningún tipo de contaminación, ya que el único producto de la combustión de este gas es el vapor de agua. El poder que podríamos obtener de la combustión de hidrógeno es similar al de los combustibles fósiles. Sin embargo, uno de los retos más importantes es la creación de una pila de combustible robusta, duradera y barata, capaz de almacenar grandes cantidades de hidrógeno que permitan a los vehículos recorrer largas distancias. Otro de los grandes desafíos es la generación de hidrógeno a partir de fuentes de energía con bajas emisiones de carbono. En síntesis, las pilas de combustible tienen un gran potencial a largo plazo, sin embargo, aún hay retos que enfrentar.

Toleffson, Jeff. (2010). Vehículos de hidrógeno: ¿el combustible del futuro? *(adaptación). Naturenews. Extraído el 20 de septiembre de 2015 de: http://goo.gl/WvXr9j.*

SENTIDO CRÍTICO

Nanobots en concreto reducen efectos de gas invernadero y calentamiento global



http://goo.gl/OrkohF

La empresa mexicana Concreto Poliamídico LuminaKret transformó el mundo de la construcción tras la incorporación de *nanobots* en el concreto hidráulico. Estos disminuyen hasta un 60% la contaminación ambiental y la niebla fotoquímica, pues cuando los nanobots entran en contacto con la luz solar, humedad o rayos ultravioletas reaccionan químicamente reduciendo el nivel de contaminación, el calentamiento global y la lluvia ácida. La adición de materiales nanométricos al concreto poliamídico desvinculan los elementos biológicos tales como: C, H, O, N, P, S y gases de efecto invernadero (GEI). El concreto poliamídico, constituido principalmente por cuarzo, un mineral compuesto de sílice, evita la proliferación de GEI, porque permite separar naturalmente los compuestos orgánicos volátiles (COVs).

(2015/08/18). Nanobots en concreto reducen efectos de gas invernadero y calentamiento global. *Investigación y Desarrollo (ID). Extraído el 20 de septiembre de 2015 de: http://goo.gl/gg3sdU*

SI YO FUERA...

Ingeniero ambiental, realizaría controles a todas las industrias de mi país para asegurar que cumplan con los niveles de contaminación permitidos y, así, colaborar con un granito de arena a la lucha contra el calentamiento global.



Página 140



- **Leyes de los gases**

1. **Realiza** las siguientes conversiones en las unidades adecuadas.
   a. De 490 mmHg → ? atm
   b. 303 K → ? °C
   c. 125 478 Pa → ? atm
   d. -17°C → ? K
   e. 548 mL → ? L
   f. 2,5 atm → ? mm Hg
   g. 32 g → ? kg

- **Leyes de los gases y gas ideal**

2. **Indica** qué sucede, según el modelo cinético-molecular, cuando aumenta la temperatura de sus partículas.
3. ¿Qué presión ejercerá un gas que, a temperatura constante y a $1,01 \times 10^5$ Pa, ocupa 2×10^{-3} m^3 si reducimos su volumen a la mitad?
4. ¿Qué volumen ocupará un gas a 298 K si a 250 K ocupaba 3 L y la presión se ha mantenido constante?
5. El gas helio se expande a temperatura constante ejerciendo una presión de 560 mm Hg en un volumen de 249 L. Si la presión final del sistema es de 1,8 atmósferas, ¿cuál es el volumen final?
6. El oxígeno gaseoso se calienta a presión constate de 50 °C a 300 K. Se conoce que inicialmente el volumen del sistema era de 1,3 litros. ¿Cuál es el volumen final del sistema?
7. Determine la presión del sistema si se conoce que la temperatura se redujo una tercera parte, mientras que su volumen se duplicaba. Se conoce que la presión inicial del sistema es de 5 atm.

- **Ley del gas ideal**

8. **Define** las unidades y la constante si es posible.

$$PV = nRT$$

9. ¿Qué temperatura tendrá un gas que ocupa 1,3 m^3 si cuando ocupaba 1 m^3 su temperatura era de 298 K y la presión se ha mantenido constante?
10. El ácido clorhídrico reacciona con el sulfuro de hierro (II) produciendo cloruro de hierro (II) y sulfuro de hidrógeno gas.
    Calcula el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 273 K y 1 atm, que se obtendrá en la reacción de 10,0 g de sulfuro de hierro (II).
11. Cuando el aluminio reacciona con el ácido clorhídrico se producen cloruro de aluminio y gas hidrógeno.
    Calcula cuántos litros de hidrógeno, medidos a 273 K y 1 atm, se obtienen cuando reaccionan totalmente 4,0 g de aluminio.
12. El butano C_4H_{10} se quema con oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua.
    Calcula los gramos de butano que deben quemarse para obtener 100,0 L de dióxido de carbono, medidos a 25 °C y $9,86 \times 10^4$ Pa.
13. Cuando el cinc reacciona con el ácido clorhídrico se producen gas hidrógeno y cloruro de cinc.
    Calcula cuántos litros de hidrógeno, medido a 25 °C y $9,99 \times 10^4$ Pa, pueden ob-

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.
- Reflexionar acerca del entendimiento que se tienen hasta el momento de la unidad.

Actividades complementarias

- **Trabajo en casa**

  Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

- **Trabajo en grupo**

  Con tus compañeros discute y resuelve los problemas. Exponer un problema al curso.



Solucionario

1. $490mmHg \times 1atm/760mmHg = 0.64atm$

   $303K - 273 = 30°C$

   $125478Pa \times (1\ atm)/101325Pa = 1.24\ atm$

   $-17°C + 273 = 256K$

   $548mL \times L/1000mL = 0.55L$

   $2.5atm \times 760mmHg/(1\ atm) = 1900mmHg$

   $32g \times Kg/1000g = 0.032Kg$

2. Al aumentar la temperatura según al modelo cinético molecular aumentan las colisiones.

3. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

   $1.01x10^5\ Pa \times 2x10^{-3}\ m^3 = P_2 \times 1x10^{-3} m^3$

   $P_2 = 2.02x10^5\ Pa$

4. $V_1/T_1 = V_2/T_2$

   $3L/298K = V_2/250K$

   $V_2 = 2.51L$

5. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

   $560mmHg \times 249L = 1.8 \times 760mmHg \times V_2$

   $V_2 = 101.93\ L$

6. $V_1/T_1 = V_2/T_2$

   $(1.3L)/(50\ °C) = V_2/(300°C)$

   $V_2 = 7.8L$

7.$P_1 V_1/T_1 = P_2 V_2/T_2$

$P_2 = (P_1 V_1 T_2)/(T_1 V_2)$

$P_2 = (5atm\ V_1\ \ 1/3\ T_1)/(T_1\ \ 2V_1)$

$P_2 = 0.83\ atm$

8. $PV = nRT$ / $P \rightarrow atm$ / $V \rightarrow L$ / $n \rightarrow mol$ / $R \rightarrow 0.08206(atm \cdot L)/(K \cdot mol)$

$T \rightarrow K$

9. $V_1/T_1 = V_2/T_2 \rightarrow (1.3\ m^3)/T_1 = (1\ m^3)/298K \rightarrow T_1 = 387.4K$

10. $2HCl + FeS \rightarrow FeCl_2 + H_2 S$ / $10g\ FeS \times (1\ mol\ FeS)/(87.85g\ FeS) \times (1\ mol\ H_2 S)/(1\ mol\ FeS) = 0.11mol\ H_2 S$

$V = nRT/P = (0.11mol\ H_2S \times 0.08206\ (atm \cdot L)/(K \cdot mol) \times 273K)/(1\ atm) = 2.46L$

11. $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$ / $4g\ Al \times (1\ mol\ Al)/(27g\ Al) \times (3\ mol\ H_2)/(2mol\ Al) = 0.22\ mol\ H_2$ / $V = nRT/P = (0.22\ mol\ H_2 \times 0.08206\ (atm \cdot L)/(K \cdot mol) \times 273K)/(1\ atm) = 4.92L$

12. $C_4 H_{10} + 13/2\ O_2 \rightarrow 4CO_2 + 5H_2 O$ / $2C_4 H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2 O$ / $9.86x104\ Pa \times (1\ atm)/101325Pa = 0.97atm$

$n = PV/RT = (0.97\ atm \times 100L)/(0.08206\ (atm \cdot L)/(K \cdot mol) \times (25+273)\ K) = 3.96\ mol$ / $3.96\ mol\ CO_2 \times (2\ mol\ C_4 H_{10})/(8\ mol\ CO_2) = 0.99\ mol\ C_4 H_{10}$

Página 140 - 141

tenerse si se consumen 15,0 de cinc.

- **Densidad y masa molecular de un gas**

14. Si se conoce que el oxígeno molecular tiene un peso de 32 gramos a una presión de 2 atm con una temperatura de 40°C, **determina** la densidad del gas.

15. Si la densidad de un gas desconocido es de 0,99 g/cm^3 y las condiciones son de 20 °C a una presión de 100 234 Pa. **Calcula** la masa molecular del gas.

- **Presiones parciales**

16. El aire (masa = 28 gramos) y el nitrógeno están sometidos a contacto a 8 °C. El número de moles de cada uno respectivamente es de cuatro y nueve moles, asumiendo 1 litro de solución. **Determina** las presiones parciales de cada compuesto.

$$P_A V = n_A Rt$$
$$P_B V = n_B Rt$$
$$P = P_A + P_B$$

17. Una mezcla de tres gases (A, B, C) se encuentran en un recipiente a una presión de 2,5 atmósferas. Se conoce que el gas A está a una presión de 0,99 atm y que el gas B está a una presión de 102547 Pa. Determinar la fracción molar de los gases A, B y C.

18. En un tanque se encuentran 2,1 moles de cloro molecular, 3 moles de nitrógeno molecular y 1 mol de oxígeno molecular. Los datos que conocemos del recipiente están a 30 °C y a una presión de 2 atmósferas.

- **Velocidad molecular promedio**

19. **Determina** cuál gas es más rápido a 30 °C, el agua o el nitrógeno molecular.

20. Determinar las velocidades de los siguientes gases conociendo que se encuentran a 0°C:

    a. Cl_2

    b. O_2

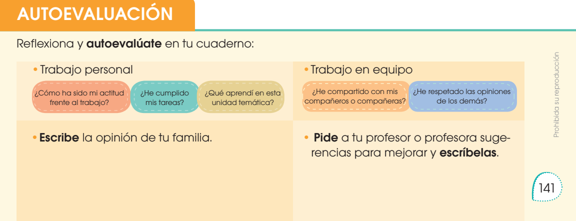
    c. O_3

    d. CH_4

- **Difusión y efusión de gases**

21. **Determina** la velocidad de efusión del helio (He) si conocemos que el argón, a las mismas condiciones de presión y de temperatura, tiene una velocidad de efusión de 35 segundos.

22. **Determina** la velocidad de difusión del H_2, si se conoce que el O_2 se difunde en 2 minutos.



Solucionario

13. 25°C+273=298K / 9.99x10⁴ Pa×1atm/101325Pa=0.98atm

$Zn+2HCl \rightarrow H_2+ZnCl_2$ / 15g Zn×(1 mol Zn)/(65g Zn)=0.23 mol Zn×(1 mol H_2)/(1 mol Zn)=0.23mol H_2 / PV=nRT

V=nRT/P=(0.23mol H_2×0.08206 (atm·L)/(K·mol)×298K)/0.98atm=5.73L

14.40°C+273=313K

d=(2atm×32 g/mol)/(0.08206 (atm·L)/(K·mol)×313K)=2.49 g/L

15. 20°C+273=293K

100234Pa×1atm/101325Pa=0.98atm

0.99 g/cm³ ×(1000cm³)/1L=990 g/L

M=dRT/P=(990 g/L×0.08206 (atm·L)/(K·mol)×293k)/0.98atm=24288.92 g/mol

16. 8°C+273=281K

P_{aire}=(4 mol ×0.08206 (atm·L)/(K·mol)×281K)/1L=92.23atm

PN_2=(9 mol ×0.08206 (atm·L)/(K·mol)×281K)/1L=207.52atm

P_{aire}-P_{N2}=P_{TOTAL}

92.23atm-207.52atm=P_{TOTAL}

P_{TOTAL}=299.75atm

17. P c=2,5atm-0,99atm-102547Pa×(1 atm)/101325Pa=0.50atm

Xa=0.99atm/2.5atm=0.4

Xb=1.01atm/2.5atm=0.4

Xa=0.50atm/2.5atm=0.2

18. P Cl_2=(2.1mol Cl_2)/(6.1 mol Total)×2 atm=0.69 atm

P N_2= (3mol N_2)/(6.1 mol Total)×2 atm=0.98 atm

P O_2= (1mol O_2)/(6.1 mol Total)×2 atm=0.33 atm

19. H_2 O 30°C+273=303K

N_2

H_2 O=18g →es más rápido porque tiene menos peso.

N_2=28g

U_{H2O}= √((3(8.314 J/(K.mol))(303K))/((0.018 Kg/mol)))=647.96 m/s

U_{N2} = √((3(8.314 J/(K.mol))(303K))/((0.028 Kg/mol)))=519.52 m/s 20)

U_{Cl2} = √((3(8.314 J/(K.mol))(273K))/((0.071 Kg/mol)))=309,68 m/s

U_{02} = √((3(8.314 J/(K.mol))(273K))/((0.032 Kg/mol)))=461,29 m/s

U_{03}= √((3(8.314 J/(K.mol))(273K))/((0.048 Kg/mol)))=376,64 m/s

U_{CH4} = √((3(8.314 J/(K.mol))(273K))/((0.016 Kg/mol)))=652.36 m/s

19.

$$\left.\begin{matrix} H_2O \\ N_2 \end{matrix}\right\} \quad 30°C+273=303K$$

$H_2O = 18g$ →es más rápido porque tiene menos peso.

$N_2 = 28g$

$$U_{H_2O} = \sqrt{\frac{3\left(8.314\frac{J}{K.mol}\right)(303K)}{\left(0.018\frac{Kg}{mol}\right)}} = 647.96\frac{m}{s}$$

$$U_{N_2} = \sqrt{\frac{3\left(8.314\frac{J}{K.mol}\right)(303K)}{\left(0.028\frac{Kg}{mol}\right)}} = 519.52\frac{m}{s}$$

20.

$$U_{Cl_2} = \sqrt{\frac{3\left(8.314\frac{J}{K.mol}\right)(273K)}{\left(0.071\frac{Kg}{mol}\right)}} = 309,68\frac{m}{s}$$

$$U_{O_2} = \sqrt{\frac{3\left(8.314\frac{J}{K.mol}\right)(273K)}{\left(0.032\frac{Kg}{mol}\right)}} = 461,29\frac{m}{s}$$

$$U_{O_3} = \sqrt{\frac{3\left(8.314\frac{J}{K.mol}\right)(273K)}{\left(0.048\frac{Kg}{mol}\right)}} = 376,64\frac{m}{s}$$

$$U_{CH_4} = \sqrt{\frac{3\left(8.314\frac{J}{K.mol}\right)(273K)}{\left(0.016\frac{Kg}{mol}\right)}} = 652.36\frac{m}{s}$$

21.

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$\frac{35s \times \frac{1\,min}{60s}}{r_2} = \sqrt{\frac{4\frac{g}{mol}}{39.95\frac{g}{mol}}}$$

$$r_2 = 1.83min$$

22.

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

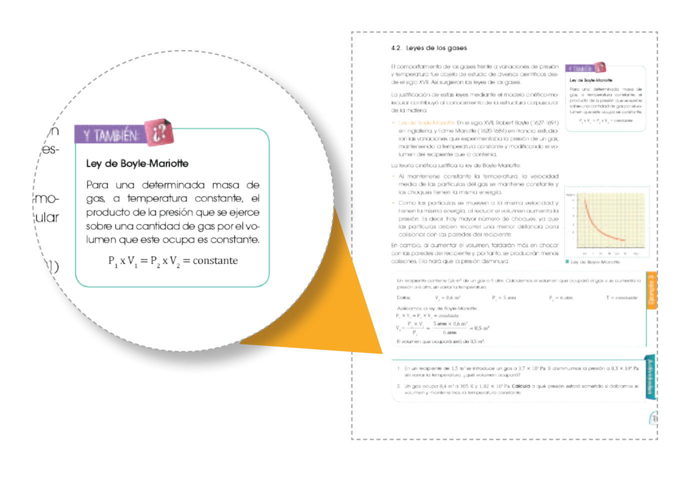
$$\frac{2\,min}{r_2} = \sqrt{\frac{2\frac{g}{mol}}{31.98\frac{g}{mol}}}$$

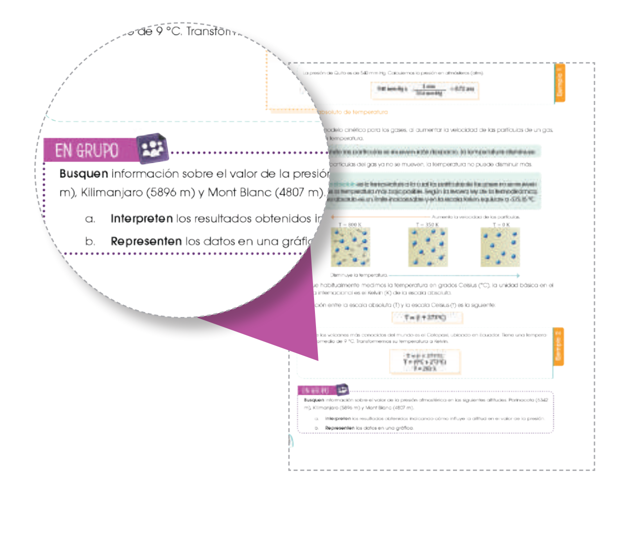
$$r_2 = 8min$$

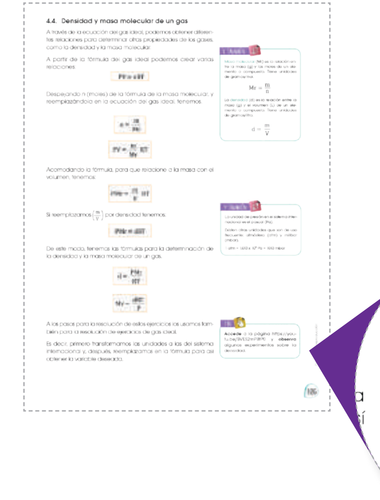
Cinética y equilibrio químico











TIC

Accede a la página https://youtu.be/BVES2mPBtP0 y **observa** algunos experimentos sobre la densidad.

APERTURA 5



Bloques curriculares	Contenidos
El mundo de la química Ciencia en acción	5.1. Rapidez de reacción 5.2. Ley de rapidez 5.3. Catálisis 5.4. Equilibrio químico 5.5. La constante de equilibrio Kp 5.6. Equilibrios heterogéneos 5.7. Equilibrios múltiples 5.8. Principio de Le Chatelier

PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR					
Nombre de la institución					
Nombre del Docente				**Fecha**	
Área	Ciencias Naturales	**BGU**	Segundo	**Año lectivo**	
Asignatura	Química			**Tiempo**	
Unidad didáctica	5 – Cinética y equilibrio químico				
Objetivo de la unidad	OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico; demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico. OG.CN.2. Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el Universo, y sobre los procesos, físicos y químicos, que se producen en la materia. OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental. OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales. OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social. OG.CN.10. Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.				
Criterios de Evaluación	CE.CN.Q.5.6. Deduce la posibilidad de que se efectúen las reacciones químicas de acuerdo a la transferencia de energía y a la presencia de diferentes catalizadores; clasifica los tipos de reacciones y reconoce los estados de oxidación de los elementos y compuestos, y la actividad de los metales; y efectúa la igualación de reacciones químicas con distintos métodos, cumpliendo con la ley de la conservación de la masa y la energía para balancear las ecuaciones.				

¿Qué van a aprender? **DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO**	¿Cómo van a aprender? **ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE** (Estrategias Metodológicas)	**RECURSOS**	¿Qué y cómo evaluar? **EVALUACIÓN** Indicadores de Evaluación de la unidad
CN.Q.5.1.28. Determinar y comparar la velocidad de las reacciones químicas mediante la variación de factores como la concentración de uno de los reactivos, el incremento de temperatura y el uso de algún catalizador, para deducir su importancia. CN.Q.5.1.29. Comparar y examinar las reacciones reversibles e irreversibles en función del equilibrio químico y la diferenciación del tipo de electrolitos que constituyen los compuestos químicos reaccionantes y los productos. CN.Q.5.2.8. Deducir y comunicar que las ecuaciones químicas son las representaciones escritas de las reacciones que expresan todos los fenómenos y transformaciones que se producen. CN.Q.5.2.13. Examinar y aplicar el método más apropiado para balancear las ecuaciones químicas basándose en la escritura correcta de las fórmulas químicas y el conocimiento del rol que desempeñan los coeficientes y subíndices, para utilizarlos o modificarlos correctamente.	Diferenciar entre una reacción exotérmica y endotérmica en función de la ley de la velocidad. Determinar la velocidad de reacción, velocidad media y velocidad instantánea. Establecer la ecuación de la velocidad y a partir de ella el orden de reacción. Comprender cómo la temperatura, concentración, naturaleza, estado físico y grado de división de los reactivos intervienen en la velocidad de reacción. Reconocer el rol que desempeñan los catalizadores en las reacciones químicas. Identificar las principales características del equilibrio químico y los elementos que intervienen como la constante de equilibrio Kp y Kc. Diferenciar entre equilibrios homogéneos, heterogéneos y múltiples. Predecir el comportamiento de un sistema en equilibrio, cuando se han alterado factores como la temperatura, presión o concentraciones, en base al principio de Le Chatelier.	Texto Cuadernos Videos (sitios web) Pizarra Calculadora Materiales de laboratorio como balanza analítica o electrónica, espátula, pesamuestras, vasos de precipitación, pipeteadores, pipetas volumétricas o graduadas, agua destilada, picetas. Mandil, gafas, guantes, calculadora y tabla periódica.	I.CN.Q.5.6.1. Deduce la posibilidad de que se efectúen las reacciones químicas de acuerdo a la transferencia de energía y a la presencia de diferentes catalizadores; clasifica los tipos de reacciones y reconoce los estados de oxidación de los elementos y compuestos, y la actividad de los metales; y efectúa la igualación de reacciones químicas con distintos métodos, cumpliendo con la ley de la conservación de la masa y la energía para balancear las ecuaciones. (I.2.)

***Adaptaciones curriculares**	
Especificación de la necesidad educativa	**Especificación de la adaptación a ser aplicada**

Enzimas

Una enzima es una molécula que permite que se de una reacción. Son estructuras proteicas que al unirse a un sustrato catalizan reacciones químicas siempre que estas sean termodinámicamente posibles.

Esto sucede cuando la reacción se da pero a una velocidad muy lenta. La enzima al unirse al sustrato vuelve a la reacción cinéticamente favorable y por lo tanto la reacción se da a mayor velocidad. La enzima al unirse al sustrato cambia convirtiéndose en productos.

La estructura varia dependiendo de la enzima para que se pueda dar solamente con un tipo de sustrato. Pueden ser de llave cerradura donde la enzima entra perfecto en un tipo especifico de sustrato o de ajuste inducido donde dependiendo de la composición esta toman forma para formar el producto.

Una porción de la enzima es denominada sitio activo, es el lugar especifico donde se adhiere el sustrato, que es la sustancia que la enzima va a modificar. "Los reactantes deben activarse, para lo cual es necesario la energía de activos". Cuanto mayor sea la proporción de moléculas con energía suficiente para sobrepasar la energía de activación, más rápido se desarrollará la reacción. Sin embargo, existen diferentes aspectos que podrían afectar el trabajo de las enzimas. Estas son la temperatura y el pH.

Todas las proteínas tienen un nivel óptimo de temperatura como también de pH en el cual funcionan de mejor manera. Debido a que una temperatura especifica las enzimas logran llegar a la energía necesaria para reaccionar.

Cuando estos niveles se sobrepasan, las enzimas se desnaturalizan perdiendo su función. Lo mismo sucede con el pH, que provoca esta desnaturalización cuando el pH es muy bajo y por lo tanto trabajan a un margen del pH optimo.



https://goo.gl/aFza2S

El Sol

El Sol es una estrella de tamaño mediano, que tiene brillo propio.

Las manchas solares son manchas de color negro que se encuentran en la superficie del Sol, pueden alcanzar el tamaño de la Tierra. Dichas manchas tienen temperaturas bastante bajas y además una actividad magnética bastante elevada. El motivo por el cual estas manchas son oscuras, debido a que emiten menor radiación que la fotósfera. Sin embargo aún no existe una explicación de cómo se llegan a formar estas manchas.

Fusión nuclear:

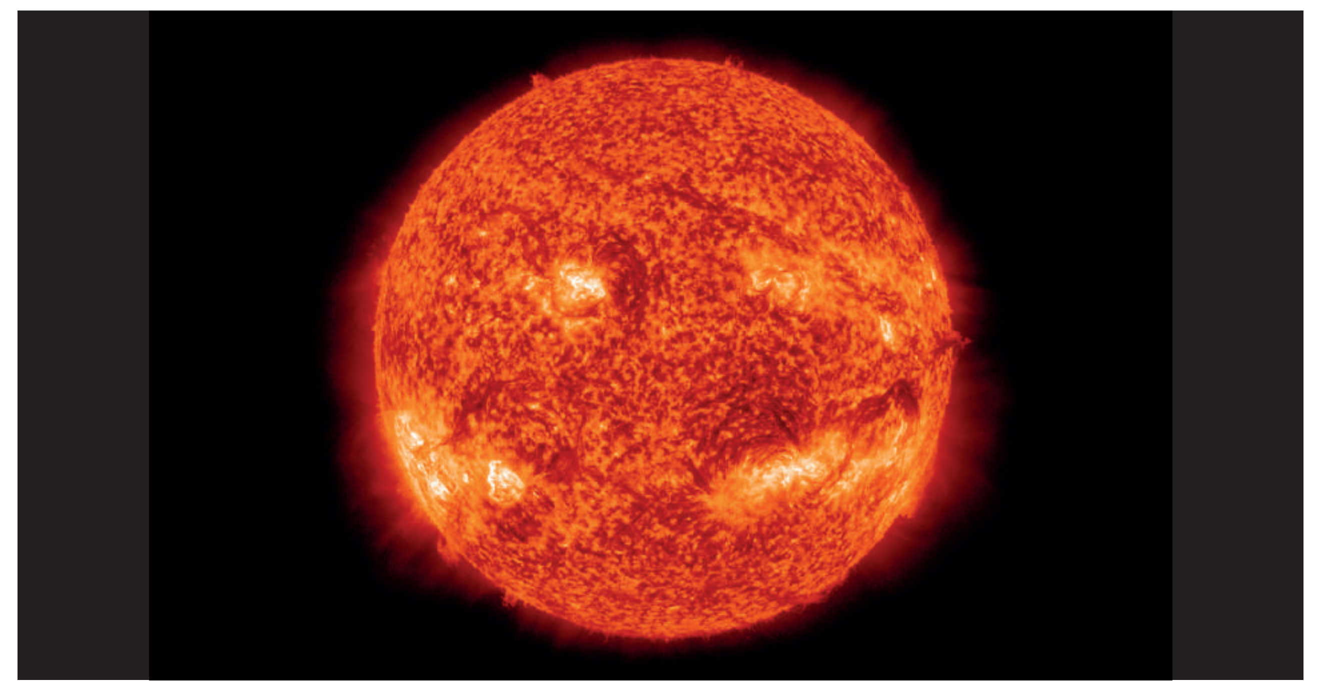
Es una reacción nuclear en la cual dos átomos "ligeros" que se encuentran a temperaturas altas se fusionan entre ellos formando un solo átomo "pesado", liberando una cantidad enorme de energía nuclear.

¿Por qué brilla el Sol?

Este fenómeno en general para todas las estrellas del Universo se debe a las reacciones de fusión nuclear.

En el Sol por su parte funciona de la siguiente manera: la fuerza de gravedad se comprime, en este instante la temperatura alcanza aproximadamente 15 millones de grados Kelvin, en este instante inician las reacciones de fusión nuclear.

En las cuales el hidrógeno se transforma en helio y la masa pérdida en el proceso que es aproximadamente del 0,7% se transforma en rayos cósmicos y radiaciones electromagnéticas. Es decir que la masa se transforma en energía.



https://goo.gl/aFza2S

1. En un recipiente de 10 L se introducen 0,61 moles de CO_2 (g) y 0,39 moles de H_2(g) y se calientahasta una temperatura de 1 250 °C. Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla y se encuentra que hay 0,35 moles de CO_2.

a. **Calcula** K_c y K_p a 1 250 °C, para la ecuación $CO_2\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow CO\,(g) + H_2O\,(g)$

b. Una vez alcanzado el equilibrio, se añaden 0,22 moles de H_2(g) a 1 250 °C. ¿Cuáles serán las nuevas concentraciones en el equilibrio de cada una de las especies?

Como el volumen es de 10 L, las concentraciones de las especies serán:

$[CO_2]_0 = 0{,}061\ M\ [H_2]_0 = 0{,}039\ M\ [CO_2]_{eq} = 0{,}035\ M$

Las concentraciones de las especies de la ecuación quedarán:

$CO_2\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow CO\,(g) + H_2O\,(g)$

$[\,]_0$	0,061	0,039	----	----
$[\,]_{eq}$	0,061 – x	0,039 – x	x	x

En equilibrio:

$[CO_2]_{eq} = 0{,}035\ M \Rightarrow 0{,}061 - x = 0{,}035 \Rightarrow x = 0{,}026\ M.$

Las concentraciones de las especies en equilibrio quedan:

$[CO_2]_{eq} = 0{,}035\ _M; [H2]_{eq} = 0{,}013\ M; [CO]_{eq} = 0{,}026\ M; [H_2O]$ $eq = 0{,}026\ M$

Por tanto, la constante de equilibrio, K_c, será:

$$K_c = \frac{[CO]\cdot[H_2O]}{[CO_2]\cdot[H_2]} = \frac{0{,}026^2}{0{,}035\cdot 0{,}013} = 1{,}486 \qquad K_p = K_c\cdot(RT)^{\Delta n}$$

Como el número de moles en fase gas de productos es el mismo que en reactivos, entonces:

$$\Delta n = 0 \Rightarrow K_p = K_c$$

b) Después del alcanzar el equilibrio, se añaden 0,22 moles de H[2] y las concentraciones quedarán:

	$CO_2\,(g)$ +	$H_2\,(g)$ →	$CO\,(g)$ +	$H_2O\,(g)$
$[\,]_0$	0,035	0,013 + 0,022	0,26	0,026
$[\,]_{eq}$	$0{,}035 - x$	$0{,}0395 - x$	$0{,}026 + x$	$0{,}026 + x$

Al no variar la temperatura, el valor de la constante de equilibrio es el mismo que el encontrado en a):

$$K_c = \frac{(0{,}026 + x)^2}{(0{,}035 - x)^2} = 1{,}486;\ \ x = 0{,}0072\ M$$

Las concentraciones del nuevo equilibrio serán:

$[CO_2] = [H_2] = 0{,}0278\ M$ $\qquad$ $[CO_2] = [H_2] = 0{,}0278\ M$

2. Dado el equilibrio se $A(g) + 2B \rightarrow C(g)$

cumple que:

a. $K_c = K_p\cdot(RT)^{-2}$

b. $K_c = K_p\cdot(RT)^{2}$

c. $K_p = K_c\cdot(RT)^{2}$

Respuesta b

3. Sabiendo que el valor de la constante de equilibrio, $2NO(g) + 0_2(g)$ o $2NO_2(g)$ para la reacción es 1,20, ¿cuál sería el valor de Kc si la ecuación química de la reacción se escribiese como:

$$NO\ (g) + \frac{1}{2}O_2\ (g) \rightleftarrows NO_2\ (g)$$

a. El mismo.

b. $\sqrt{K_c}$

c. $\frac{1}{2}K_c$

Respuesta b

4. Cuando una reacción alcanza el equilibrio:

a. Todas las especies presentes, reactivos y productos, se encuentran en el mismo estado.

Respuesta c

b. Todos los reactivos han desaparecido y sólo se encuentran especies de productos.

c. Se igualan las velocidades directa e inversa de la reacción y la composición de la mezcla se mantiene constante.

5. Dado el equilibrio de disociación del pentacloruro de fósforo en tricloruro de fósforo y cloro, se cumple que:

a. $K_p = K_c$

b. El grado de disociación aumenta al disminuir la presión total.

c. El grado de disociación aumenta al disminuir el volumen de la mezcla gaseosa.

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2\,HI(g)\ K_p$$
$$2\,HI(g) \rightleftarrows H_2(g) + I_2(g)\ K'_{pp}$$
$$\frac{1}{2}\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ I_2(g) \rightleftarrows HI(g)\ K''_p$$
$$HI(g) \rightleftarrows \frac{1}{2}\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ I_2(g)\ K'''_p$$

Calcula las constantes K_p , K_p, K_p sabiendo que $K_p = 59{,}42$.

La constante de equilibrio Kp, expresada en presiones, es el cociente entre el productorio de las presiones parciales en equilibrio de productos elevadas a los respectivos coeficientes estequiométricos, y el mismo productorio para las presiones de los reactivos. En este caso:

$$K_p = \frac{P_{HI}^2}{P_{H_2} \cdot P_{I_2}}$$

Procediendo de la misma manera, es fácil ver que:

$$K'_p = \frac{1}{K_p} = 1{,}68 \cdot 10^{-2} \qquad K''_p = \sqrt{K_p} = 7{,}71 \qquad K'''_p = \sqrt{\frac{1}{K_p}} = 0{,}13$$

6. Cuando se añaden 25 mL de ácido clorhídrico 0,1 M a 15 mL de hidróxido potásico 0,2 M el pH resultante es:

a. Ácido.

b. Básico.

c. Neutro.

Respuesta b

7. La reacción A + 2B r P sigue la ecuación de velocidad $v = k \cdot (B)^2$. En esta reacción se cumple:

a. Que la velocidad de formación de P coincide con la velocidad de desaparición de B.

b. Que la velocidad de formación de P coincide con la mitad de la velocidad de desaparición de B.

c. Que la velocidad de desaparición de B coincide con la mitad de la velocidad de desaparición de A.

Respuesta b

8. Si, al aumentar la temperatura, la constante de equilibrio de un sistema aumenta, significa

a. Que la reacción supone un incremento de moles de gases al pasar de reactivos a productos.

b. Que la reacción es endotérmica.

c. Que la reacción es exotérmica.

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

CE.CN.Q.5.6. Deduce la posibilidad de que se efectúen las reacciones químicas de acuerdo a la transferencia de energía y a la presencia de diferentes catalizadores; clasifica los tipos de reacciones y reconoce los estados de oxidación de los elementos y compuestos, y la actividad de los metales; y efectúa la igualación de reacciones químicas con distintos métodos, cumpliendo con la ley de la conservación de la masa y la energía para balancear las ecuaciones.

Destrezas con criterios de desempeño

- CN.Q.5.1.28. Determinar y comparar la velocidad de las reacciones químicas mediante la variación de factores como la concentración de uno de los reactivos, el incremento de temperatura y el uso de algún catalizador, para deducir su importancia.
- CN.Q.5.1.29. Comparar y examinar las reacciones reversibles e irreversibles en función del equilibrio químico y la diferenciación del tipo de electrolitos que constituyen los compuestos químicos reaccionantes y los productos.
- CN.Q.5.2.8. Deducir y comunicar que las ecuaciones químicas son las representaciones escritas de las reacciones que expresan todos los fenómenos y transformaciones que se producen.
- CN.Q.5.2.13. Examinar y aplicar el método más apropiado para balancear las ecuaciones químicas basándose en la escritura correcta de las fórmulas químicas y el conocimiento del rol que desempeñan los coeficientes y subíndices, para utilizarlos o modificarlos correctamente.

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora, activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los estudiantes:

- Aplicar la técnica de lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y comprensión de los contenidos.
- Aplicar las técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el docente hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Aplicación:

Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:

- Actividades de Experimentación: Reto
- Actividades de Evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: Resumen, Para finalizar, alto en el camino.

BANCO DE PREGUNTAS

1. La tasa de reacción depende de:

La concentración de reactivos

La temperatura de reacción

Si se utiliza o no se utiliza un catalizador

La naturaleza de los reactivos

Todas las anteriores

2. ¿Cuál de los siguientes enunciados sobre un mecanismo de reacción es el correcto? Se puede seleccionar más de 1 respuesta.

a. El mecanismo es una serie de pasas que se necesitan para completar una reacción

b. La tasa de reacción está dada por el paso más lento del mecanismo de reacción

c. El mecanismo de reacción se puede deducir de mecanismos a partir de sus reactivos y productos

3. Entre los principales factores que afectan la velocidad de reacción están:

Volumen del gas

Cambio en masa

Presión

Cambio en temperatura

4. Cuando un reactivo actúa como un catalizador se conoce como:

Catálisis heterogénea

Catálisis homogénea

Convertidor catalítico

Autocatálisis

5. ¿Cuál de los siguientes enunciados se ven afectados por un catalizador en una reacción?

La cantidad de reactivos necesarios para la ejecución de la reacción

La velocidad de reacción

La cantidad de calor liberado o absorbido durante la reacción

La cantidad de productos formados

6. ¿Cuál de las siguientes reacciones químicas tienen la mayor tasa de reacción?

Secado de pintura

Fraguado de cemento

Cerilla encendida

Cocinar un huevo

I

SOLUCIONARIO BANCO DE PREGUNTAS

1. La tasa de reacción depende de:

La concentración de reactivos

La temperatura de reacción

Si se utiliza o no se utiliza un catalizador

La naturaleza de los reactivos

Todas las anteriores

2. ¿Cuál de los siguientes enunciados sobre un mecanismo de reacción es el correcto? Se puede seleccionar más de 1 respuesta.

a. El mecanismo es una serie de pasas que se necesitan para completar una reacción

b. La tasa de reacción está dada por el paso más lento del mecanismo de reacción

c. El mecanismo de reacción se puede deducir de mecanismos a partir de sus reactivos y productos

3. Entre los principales factores que afectan la velocidad de reacción están:

Volumen del gas

Cambio en masa

Presión

Cambio en temperatura

4. Cuando un reactivo actúa como un catalizador se conoce como:

Catálisis heterogénea

Catálisis homogénea

Convertidor catalítico

Autocatálisis

5. ¿Cuál de los siguientes enunciados se ven afectados por un catalizador en una reacción?

La cantidad de reactivos necesarios para la ejecución de la reacción

La velocidad de reacción

La cantidad de calor liberado o absorbido durante la reacción

La cantidad de productos formados

6. ¿Cuál de las siguientes reacciones químicas tienen la mayor tasa de reacción?

Secado de pintura

Fraguado de cemento

Cerilla encendida

Cocinar un huevo

I

Mapas mentales

La cantidad de nuevos conceptos algunas veces puede ser complicada el aprendizaje, sin embargo, dada la trascendencia de los temas, muchas veces es bueno observar todo de un modo general para así comprender cada uno de los temas.

El objetivo de los mapas mentales es resumir los temas de un modo generar a partir de varias ideas que son propias. El objetivo de un mapa mental es optimización en el tiempo de estudio. La consolidación de conocimientos y el ahorro de horas de estudio son consecuencias de un buen mapa mental.

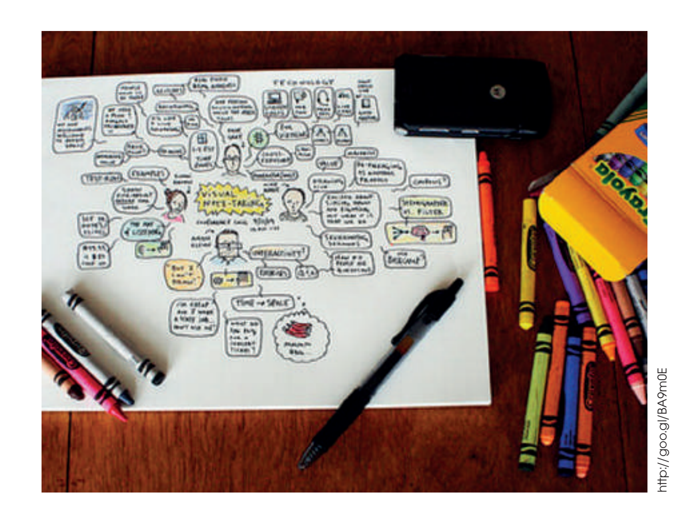


http://goo.gl/Vv3zbd

Para realizar un mapa mental, se debe colocar la idea general en el medio de la hoja, y se debe ir colocando los subtemas alrededor de la idea central, y así sucesivamente con los subtemas y demás. La recomendación es realizar la idea, los temas, subtemas y demás de diferentes colores con el fin de poder distinguir a una idea o tema general de una específica.

Mapas conceptuales

Una manera concreta que se puede utilizar para temas que no son muy largos, se llaman los mapas conceptuales. En ellos, se puede colocar como se desglosan ideas a partir de una idea general. Esto ayuda al entendimiento general de los conceptos nuevos y a la memorización de nuevos temas.



http://goo.gl/BA9m0E

Incluso, se pueden colocar conceptos, ideas, fotos con diferentes colores para facilitar la memorización de los conceptos.

En el caso de química un ejemplo de mapa conceptual de la materia es:



http://goo.gl/syVeJl

Trabajo colaborativo

El trabajo colaborativo es un técnico grupal, en la que los estudiantes en base a un tema, desglosan ideas con el fin de resolver o plantear una temática. Al estar varias personas pensando en un mismo tema, no solamente fortalece temas sino también, ayuda a estudiantes a trabajar en equipo. El escuchar, hablar, respetar las opiniones de otro facilitarán el trabajo colaborativo.


http://goo.gl/jlsTb6

Un moderador de este trabajo puede ser un estudiante a cargo o el propio docente, con el fin de guiar/enfocar al trabajo colaborativo hacia un objetivo en común. Se pueden analizar temas de interés química, las aplicaciones, la importancia del tema en las unidades o a futuro, entre otras.

Técnica de lluvia de ideas

Es una técnica en la cual, varios miembros de un grupo o curso aportan ideas sobre un determinado tema. En primer lugar, debemos empezar por plantear todas las posibles ideas acerca de un tema determinado. Por más que una idea no tenga sentido, debe estar en la lista preliminar de las ideas.

Después, se debe leer todas las ideas propuestas y las que tengan similitud o sean pequeñas, pueden unirse con otras. De este modo, se realizará una lista definitiva, aunque de ser necesario, se puede realizar otra lluvia de ideas. La unión de varias ideas pequeñas, hace una idea bien planteada, permitiendo al estudiante tener su criterio acerca de un tema, respetar la opinión ajena, unir varias ideas.


http://goo.gl/5ghNE0

Técnica de diálogo simultáneo

Es una técnica que se utiliza entre un grupo de personas, el cual puede ser moderado por el docente o por un miembro del grupo. Es un espacio para socializar, intercambiar ideas y opiniones respecto a un tema, con el fin de reflexionar, relacionar contenido y obtener conclusiones de manera conjunta.

Consiste en el que el moderador introduce el tema, incluso puede proponer reglas como, por ejemplo, cuando el moderador concede la palabra, el miembro del grupo puede hablar. Se recomienda, que se vaya tomando nota de lo más relevante que surjan de las ideas del grupo y que se de lectura cuando se haya finalizado el diálogo simultáneo.

Técnica de diálogo simultáneo

Una de las principales formas de asimilar los conceptos de química, es a partir de la realización de ejercicios. Esto no solo ayuda a consolidar la teoría, sino también ayuda a desarrollar criterio y a aplicar conceptos.



Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.



Actividades complementarias

- **Realizar un intercambio de ideas**

  Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

Página 142



5 Cinética y equilibrio químico

CONTENIDOS:

5. **Cinética y equilibrio químico**
   - 5.1. Rapidez de reacción
   - 5.2. Ley de rapidez
   - 5.3. Catálisis
   - 5.4. Equilibrio químico
   - 5.5. La constante de equilibrio K_p
   - 5.6. Equilibrios heterogéneos
   - 5.7. Equilibrios múltiples
   - 5.8. Principio de Le Chatelier

http://goo.gl/nu6YHg

142

Página 143



Noticia:

Investigan el robo masivo de catalizadores de autos

El catalizador permite controlar los gases generados por un vehículo, a través de la filtración del humo que es emanado durante el proceso de combustión. Por tanto, los catalizadores son los responsables de reducir la contaminación debido a una transformación química a base del paladio, rodio y platino.

http://goo.gl/aowqct

Web:

Una enzima podría convertirse en la próxima terapia para dejar de fumar

Durante varios años, investigadores del Instituto de Investigación Scripps han intentado crear una enzima sintética capaz de degradar la nicotina. Sin embargo, estudios recientes han encontrado que la enzima $NicA_2$ producida por *Pseudomonas putida* está de forma natural en el suelo de las plantaciones de tabaco. Para la $NicA_2$ se ha determinado la cinética de reacción, la vida media y el potencial de toxicidad de los subproductos derivados del catabolismo de la nicotina.

http://goo.gl/ViwxWJ

Película:

Velocidad de reacción y equilibrio químico

La velocidad de reacción es la velocidad a la que se consume un reactivo o la velocidad con la que se forma un producto. Esta depende de la frecuencia del choque de moléculas, del factor energético y de la probabilidad que tienen las moléculas de colisionar entre sí. Estos factores dependen a su vez de la concentración y temperatura. Pues a altas temperaturas las moléculas se movilizan mucho más rápido con mayores probabilidades de choque.

https://youtu.be/E9OjtvhtD4s

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **contesta**:
   —¿Cuál es la función de los catalizadores en la actualidad en relación con el medioambiente?
2. **Lee** sobre la enzima del futuro.
   —¿Qué características presenta la nicotina de las hojas del tabaco y la nicotina que se encuentra en el suelo de las plantas de tabaco?
3. **Observa** el video propuesto y **contesta**:
   —¿Qué experimento propone el video? **Analiza** uno y **especifica** qué gases actúan y si la reacción es lenta o rápida.

143

Actividades complementarias

- **Realizar un intercambio de ideas**

  Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

Solucionario

1. El catalizador permite controlar los gases generados por un vehículo, a través de la filtración del humo que es emanado durante el proceso de combustión. Además, el catalizador permite acelerar la velocidad de la reacción.
2. La enzima NicA2 producida por **Pseudomonas putida** la cual se encuentra de forma natural en el suelo de las plantaciones de tabaco, siendo su única fuente de carbono y nitrógeno, la nicotina.
3. Respuesta abierta

Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.

Actividades complementarias

- **Realizar un intercambio de ideas**

  Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

Página 148

Velocidad instantánea

Es la velocidad de reacción en un momento determinado.

A esta la calculamos determinando la velocidad media en un intervalo tan pequeño como queramos.

Para una reacción teórica tipo, a la velocidad instantánea la expresamos mediante cualquiera de estas formas:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

$$V = -\lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[A]}{a\,\Delta t} = -\lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[B]}{b\,\Delta t} = \lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[C]}{c\,\Delta t} = \lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[D]}{d\,\Delta t}$$

$$V = -\frac{1}{a}\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b}\frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c}\frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d}\frac{d[D]}{dt}$$

Y TAMBIÉN: Teniendo en cuenta el significado geométrico de la derivada de una función, podemos determinar la velocidad instantánea a partir de la curva que representa la variación de la concentración de un reactivo o de un producto a lo largo del tiempo.

La pendiente de la recta tangente a dicha curva en un punto es el valor de la velocidad instantánea en el instante correspondiente.

A la velocidad instantánea la expresamos mediante la derivada de la concentración con respecto al tiempo de un reactivo o de un producto, dividida por su correspondiente coeficiente estequiométrico y convertida en una cantidad positiva.

Observa la curva que muestra la variación de $[H_2]$ con el tiempo para la reacción:

$$2\,ICl\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow I_2\,(g) + 2\,HCl\,(g)$$

Si trazamos las tangentes en los instantes $t = 0$ s y $t = 3{,}5$ s observamos que, en ambos casos, la pendiente es negativa.

Podemos considerar la velocidad instantánea en $t = 3{,}5$ s como la velocidad media entre $t = 3$ s y $t = 4$ s, es decir, $v = 0{,}062\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$ (tabla del ejemplo 1).

$[H_2]$ $(mol \times L^{-1})$
1,000
tangente en $t = 0$ pendiente negativa
tangente en $t = 3{,}5$ s
pendiente negativa $\frac{d[H_2]}{dt} < 0$
$v_{inst} = 0{,}062\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$
0 1 2 3 3,5 4 5 6 7 8
tiempo (s)

Variación de la concentración de H_2 con el tiempo

Actividades

1. Dadas las reacciones siguientes:
   a. $I^- (aq) + ClO^- (aq) \rightarrow Cl^- (aq) + IO^- (aq)$
   b. $3\,O_2 (g) \rightarrow 2\,O_3 (g)$
   c. $4\,NH_3 (g) + 5\,O_2 (g) \rightarrow 4\,NO (g) + 6\,H_2O (g)$

   Escribe las expresiones de la velocidad media de reacción en función de la disminución de la concentración de los reactivos y de la formación de los productos.
2. Dada la reacción:

   $$2\,ICl\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow I_2\,(g) + 2\,HCl\,(g)$$

   a. **Calcula** la velocidad media de la reacción entre $t = 0$ s y $t = 4$ s, y entre $t = 4$ s y $t = 8$ s, utilizando los datos de variación de la concentración del hidrógeno, H_2 (g), de la tabla del ejemplo 1.
   b. **Comenta** las conclusiones que pueden deducirse.
3. Mediante los datos de la variación de la concentración de ICl (g), que aparecen en la tabla del ejemplo 1, **calcula** el valor de $-\frac{\Delta[ICl]}{\Delta t}$ para la misma reacción del ejercicio anterior y para los mismos intervalos. **Señala** la conclusión que deducimos comparando los resultados con los del ejercicio anterior e **indica** cómo debemos expresar la velocidad media de esta reacción en función de [ICl].
4. Dada la reacción $2\,HI\,(g) \rightarrow H_2\,(g) + I_2\,(g)$, sabemos que, a cierta temperatura y en un intervalo de 100 s, la concentración de yoduro de hidrógeno disminuyó en $0{,}50\ mol \times L^{-1}$. **Calcula** la velocidad de descomposición del HI (g) en $mol \times L^{-1} \times s^{-1}$ y la velocidad de formación de H_2 en el mismo intervalo.

Página 148

Velocidad instantánea

Es la velocidad de reacción en un momento determinado.

A esta la calculamos determinando la velocidad media en un intervalo tan pequeño como queramos.

Para una reacción teórica tipo, a la velocidad instantánea la expresa mos mediante cualquiera de estas formas:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

$$V = -\lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[A]}{a\,\Delta t} = -\lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[B]}{b\,\Delta t} = \lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[C]}{c\,\Delta t} = \lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[D]}{d\,\Delta t}$$

$$V = -\frac{1}{a}\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b}\frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c}\frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d}\frac{d[D]}{dt}$$

A la velocidad instantánea la expresamos mediante la derivada de la concentración con respecto al tiempo de un reactivo o de un producto, dividida por su correspondiente coeficiente estequiométrico y convertida en una cantidad positiva.

Observa la curva que muestra la variación de $[H_2]$ con el tiempo para la reacción:

$$2\,ICl\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow I_2\,(g) + 2\,HCl\,(g)$$

Si trazamos las tangentes en los instantes $t = 0$ s y $t = 3,5$ s observamos que, en ambos casos, la pendiente es negativa.

Podemos considerar la velocidad instantánea en $t = 3,5$ s como la velocidad media entre $t = 3$ s y $t = 4$ s, es decir, $v = 0,062\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$ (tabla del ejemplo 1).

Y TAMBIÉN: ¿?

Teniendo en cuenta el significado geométrico de la derivada de una función, podemos determinar la velocidad instantánea a partir de la curva que representa la variación de la concentración de un reactivo o de un producto a lo largo del tiempo.

La pendiente de la recta tangente a dicha curva en un punto es el valor de la velocidad instantánea en el instante correspondiente.

$[H_2]$ $(mol \times L^{-1})$
1,000
tangente en $t = 0$ pendiente negativa
tangente en $t = 3,5$ s
pendiente negativa $\frac{d[H_2]}{dt} < 0$
$v_{inst} = 0,062\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$
0 1 2 3 3,5 4 5 6 7 8
tiempo (s)

Variación de la concentración de H_2 con el tiempo

Actividades

1. Dadas las reacciones siguientes:
   a. $I^-\,(aq) + ClO^-\,(aq) \rightarrow Cl^-\,(aq) + IO^-\,(aq)$
   b. $3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,O_3\,(g)$
   c. $4\,NH_3\,(g) + 5\,O_2\,(g) \rightarrow 4\,NO\,(g) + 6\,H_2O\,(g)$

   Escribe las expresiones de la velocidad media de reacción en función de la disminución de la concentración de los reactivos y de la formación de los productos.
2. Dada la reacción:

   $$2\,ICl\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow I_2\,(g) + 2\,HCl\,(g)$$

   a. **Calcula** la velocidad media de la reacción entre $t = 0$ s y $t = 4$ s, y entre $t = 4$ s y $t = 8$ s, utilizando los datos de variación de la concentración del hidrógeno, H_2 (g), de la tabla del ejemplo 1.
   b. **Comenta** las conclusiones que pueden deducirse.
3. Mediante los datos de la variación de la concentración de ICl (g), que aparecen en la tabla del ejemplo 1, **calcula** el valor de $-\frac{\Delta[ICl]}{\Delta t}$ para la misma reacción del ejercicio anterior y para los mismos intervalos. **Señala** la conclusión que deducimos comparando los resultados con los del ejercicio anterior e **indica** cómo debemos expresar la velocidad media de esta reacción en función de [ICl].
4. Dada la reacción $2\,HI\,(g) \rightarrow H_2\,(g) + I_2\,(g)$, sabemos que, a cierta temperatura y en un intervalo de 100 s, la concentración de yoduro de hidrógeno disminuyó en $0,50\ mol \times L^{-1}$. **Calcula** la velocidad de descomposición del HI (g) en $mol \times L^{-1} \times s^{-1}$ y la velocidad de formación de H_2 en el mismo intervalo.

Solucionario

1. $V=-(d[I^{-1}])/dt=-(d[ClO^{-1}])/dt=-(d[Cl^{-1}])/dt=-(d[IO^{-1}])/dt$

$V=-1/3\ (d[O_2])/dt=1/2\ (d[O_3])/dt$

$V=-1/4\ \ d[NH_3]/dt=-1/5\ \ d[O_2]/dt=1/4\ \ d[NO]/dt=1/6\ \ d[H_2O]/dt$

2. $V_m=-\Delta[H_2]/\Delta t=-([H_2]-[H_2]_o)/\Delta t$

Intervalo t=0 a t=4

$V_m=-((0.374-1.000)\ mol/L)/(4-0)s=0.156\ mol/(s\cdot L)$

Intervalo t=4 a t=8

$V_m=-((0.242-0.374)\ mol/L)/(8-4)s=0.033\ mol/(s\cdot L)$

3. $V_m=-\Delta[ICl]/\Delta t=-([ICl]-[ICl]_o)/\Delta t$

Intervalo t=0 a t=4

$V_m=-((0.748-2)\ mol/L)/(4-0)s=0.1313\ mol/(s\cdot L)$

Intervalo t=4 a t=8

$V_m=-((0.484-0.748)\ mol/L)/(8-4)s=0.066\ mol/(s\cdot L)$

Comparando los valores de ICl con los de H_2, se obtiene que la relación es de 2:1. Por lo que la velocidad media de esta expresión es:

$V_m=-\Delta[ICl]/2\Delta t$

4. $2HI \rightarrow H_2+I_2$

Intervalo $100s \rightarrow \Delta t=100s$

$\Delta[HI]=0.50\ mol/L$

$-1/2\ \ \Delta[HI]/\Delta t=\Delta[H_2]/\Delta t=\Delta[I_2]/\Delta t$

$\Delta[HI]/\Delta t=(0.50\ mol/L)/100s=5.0x10^{-3}\ mol/(s\cdot L)$

$\Delta[HI]/2\Delta t=\Delta[H_2]/\Delta t$

$\Delta[HI]/\Delta t=2\Delta[H_2]/\Delta t$

Reemplazando $\Delta[HI]/\Delta t$ por $5.0x10^{-3}\ mol/(s\cdot L)$

$\Delta[H_2]/\Delta t=(5.0x10^{-3}\ \ mol/(s\cdot L))/2=2.5x10^{-3}\ mol/(s\cdot L)$

Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.

Actividades complementarias

- **Realizar un intercambio de ideas**

Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

Página 151

Ejemplo 2

Supongamos una reacción hipotética $A\ (g) + B\ (g) \rightarrow 2\ C\ (g)$ cuya ecuación de velocidad es $v = k\ [A]\ [B]^2$.

a. Determinemos el orden de la reacción respecto de cada reactivo y el orden global.

b. Si las concentraciones iniciales son $[A] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$ y $[B] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$, deduzcamos cómo afectará a la velocidad de reacción duplicar la concentración inicial de uno de los reactivos, manteniendo constante la del otro.

- Orden respecto de $A = 1$ (exponente de $[A]$)
  Orden respecto de $B = 2$ (exponente de $[B]$)
  Orden global de la reacción $= 1 + 2 = 3$
- Sustituyendo en la ecuación de velocidad, tenemos:

Para $[A] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v_1 = k \times 1{,}0 \times 1{,}0^2 = k$

Para $[A] = 2{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v_2 = k \times 2{,}0 \times 1{,}0^2 = 2\,k$

Para $[B] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v'_1 = k \times 1{,}0 \times 1{,}0^2 = k$

Para $[B] = 2{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v'_2 = k \times 1{,}0 \times 2{,}0^2 = 4\,k$

Cuando duplicamos $[A]$ manteniendo constante $[B]$, la velocidad se duplica, ya que $v_2 = 2\ v_1$. En general, si una reacción es de orden 1 respecto de un reactivo A, al multiplicar $[A]$ por un factor f, la velocidad queda multiplicada por este mismo factor.

Cuando duplicamos $[B]$ manteniendo constante $[A]$, la velocidad se cuadruplica, ya que $v'_2 = 4\ v'_1$. En general, si una reacción es de orden 2 respecto de un reactivo B, al multiplicar $[B]$ por un factor f, la velocidad queda multiplicada por f^2.

Actividades

5. **Deduce** cuál es el orden respecto de cada reactivo y el orden global de la reacción en cada uno de los casos siguientes:

   a. $3\ NO\ (g) \rightarrow N_2O\ (g) + NO_2\ (g)$ — $v = k\ [NO]^2$

   b. $H_2O_2\ (aq) + 3\ I^-\ (aq) + 2\ H^+\ (aq) \rightarrow 2\ H_2O\ (l) + I_3^-\ (aq)$ — $v = k\ [H_2O_2]\ [I^-]$

   c. $2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g)$ — $v = k\ [NO]^2\ [O_2]$

6. La reacción $2\ A + B \rightarrow C$ es de orden 1 respecto a A y de orden 2 respecto a B, y la constante de velocidad vale $5{,}1 \times 10^{-3}\ mol^{-2} \times L^2 \times s^{-1}$ a cierta temperatura.

   Calcula la velocidad de reacción cuando las concentraciones de A y B son, respectivamente, 0,01 M y 0,02 M.

7. Cierta reacción es de orden 0 respecto al reactivo A y de orden 2 respecto al reactivo B. **Indica** cómo se modificaría la velocidad de reacción si se duplicaran las concentraciones de A y B.

8. Se ha comprobado que la reacción de descomposición del dióxido de nitrógeno gas es de orden 2 y que la constante de velocidad, k, a cierta temperatura, vale $0{,}673\ mol^{-1} \times L \times s^{-1}$. **Calcula** la velocidad de la reacción $2\ NO_2\ (g) \rightarrow 2\ NO\ (g) + O_2\ (g)$, a la misma temperatura, cuando $[NO_2] = 0{,}075\ M$.

9. Se ha comprobado que la reacción $A + B \rightarrow C + D$ es de primer orden, tanto respecto a A como a B. Cuando $[A] = 0{,}2\ mol \times L^{-1}$ y $[B] = 0{,}8\ mol \times L^{-1}$, la velocidad de reacción es $5{,}6 \times 10^{-3}\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$. **Calcula** el valor de la constante de velocidad y la velocidad de la reacción cuando $[A] = 0{,}2\ mol \times L^{-1}$ y $[B] = 0{,}2\ mol \times L^{-1}$.

10. La reacción $A\ (g) + B\ (g) \rightarrow C\ (g)$ tiene una ecuación de velocidad cuya expresión es $v = k\ [A]\ [B]$. **Calcula** cuánto aumentará o disminuirá la velocidad de reacción si se redujera a la mitad el volumen ocupado por los gases A y B.

Página 151

Supongamos una reacción hipotética $A(g) + B(g) \rightarrow 2C(g)$ cuya ecuación de velocidad es $v = k[A][B]^2$.

a. Determinemos el orden de la reacción respecto de cada reactivo y el orden global.

b. Si las concentraciones iniciales son $[A] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$ y $[B] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$, deduzcamos cómo afectará a la velocidad de reacción duplicar la concentración inicial de uno de los reactivos, manteniendo constante la del otro.

Ejemplo 2

- Orden respecto de $A = 1$ (exponente de [A])
  Orden respecto de $B = 2$ (exponente de [B])
  Orden global de la reacción $= 1 + 2 = 3$
- Sustituyendo en la ecuación de velocidad, tenemos:

Para $[A] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v_1 = k \times 1{,}0 \times 1{,}0^2 = k$

Para $[A] = 2{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v_2 = k \times 2{,}0 \times 1{,}0^2 = 2k$

Para $[B] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v'_1 = k \times 1{,}0 \times 1{,}0^2 = k$

Para $[B] = 2{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v'_2 = k \times 1{,}0 \times 2{,}0^2 = 4k$

Cuando duplicamos [A] manteniendo constante [B], la velocidad se duplica, ya que $v_2 = 2v_1$. En general, si una reacción es de orden 1 respecto de un reactivo A, al multiplicar [A] por un factor f, la velocidad queda multiplicada por este mismo factor.

Cuando duplicamos [B] manteniendo constante [A], la velocidad se cuadruplica, ya que $v'_2 = 4v'_1$. En general, si una reacción es de orden 2 respecto de un reactivo B, al multiplicar [B] por un factor f, la velocidad queda multiplicada por f^2.

Actividades

5. **Deduce** cuál es el orden respecto de cada reactivo y el orden global de la reacción en cada uno de los casos siguientes:

   a. $3NO(g) \rightarrow N_2O(g) + NO_2(g)$ $\quad v = k[NO]^2$

   b. $H_2O_2(aq) + 3I^-(aq) + 2H^+(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + I_3^-(aq)$ $\quad v = k[H_2O_2][I^-]$

   c. $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$ $\quad v = k[NO]^2[O_2]$

6. La reacción $2A + B \rightarrow C$ es de orden 1 respecto a A y de orden 2 respecto a B, y la constante de velocidad vale $5{,}1 \times 10^{-3}\ mol^{-2} \times L^2 \times s^{-1}$ a cierta temperatura.

   Calcula la velocidad de reacción cuando las concentraciones de A y B son, respectivamente, 0,01 M y 0,02 M.

7. Cierta reacción es de orden 0 respecto al reactivo A y de orden 2 respecto al reactivo B. **Indica** cómo se modificaría la velocidad de reacción si se duplicaran las concentraciones de A y B.

8. Se ha comprobado que la reacción de descomposición del dióxido de nitrógeno gas es de orden 2 y que la constante de velocidad, k, a cierta temperatura, vale $0{,}673\ mol^{-1} \times L \times s^{-1}$. **Calcula** la velocidad de la reacción $2NO_2(g) \rightarrow 2NO(g) + O_2(g)$, a la misma temperatura, cuando $[NO_2] = 0{,}075\ M$.

9. Se ha comprobado que la reacción $A + B \rightarrow C + D$ es de primer orden, tanto respecto a A como a B. Cuando $[A] = 0{,}2\ mol \times L^{-1}$ y $[B] = 0{,}8\ mol \times L^{-1}$, la velocidad de reacción es $5{,}6 \times 10^{-3}\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$. **Calcula** el valor de la constante de velocidad y la velocidad de la reacción cuando $[A] = 0{,}2\ mol \times L^{-1}$ y $[B] = 0{,}2\ mol \times L^{-1}$.

10. La reacción $A(g) + B(g) \rightarrow C(g)$ tiene una ecuación de velocidad cuya expresión es $v = k[A][B]$. **Calcula** cuánto aumentará o disminuirá la velocidad de reacción si se redujera a la mitad el volumen ocupado por los gases A y B.


151



Solucionario

5. $3NO \rightarrow N_2O + NO_2$ $V = K[NO]_2$

Orden respecto de NO=2

Orden global de la reacción=2

$H_2O_2 + 3I^- + 2H^+ \rightarrow 2H_2O + I_3^-$

Orden respecto de $H_2O_2 = 1$

Orden respecto de $I^- = 1$

Orden respecto de $H^+ = 0$

Orden global de la reacción= 1+1=2

$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ $V = K[NO]_2[O_2]$

Orden respecto de NO=2

Orden respecto de $O_2 = 1$

Orden global de la reacción=2+1=3

6. $2A + B \rightarrow C$ $V = K[A]^1[B]^2$

$K = (5.1x10^{-3}/(mol^2\ L^2\ s^1)$

$V = (5.1x10^{-3})/(mol^2\ L^2\ s^1)\ [A]^1[B]^2 = (5.1x10^{-3})/(mol^2\ L^2\ s^1) \times 0.01M \times (0.02M)^2 = 2.04x10^{-8} mol^{-1}\ L^{-1}\ s^{-1}$

7. $A + B \rightarrow C$ $V = K[A]^0[B]^2 = K[B]^2$

Si se duplica la concentración de A, no afecta porque es de orden cero.

Si se duplica la concentración B, entonces:

$V_1 = K[B]^2$

$V_2 = K[2B]^2 = 4K[B]^2$

Por lo tanto $V_2 = 4V_1$, la velocidad se cuadriplica.

8. $2NO_2 \rightarrow 2NO + O_2$ $\quad V = K[NO_2]^2$

$K = (0.673\ L)/(mol^1\ s^1)$

$[NO_2] = 0.075M$

$V = ((0.673\ L)/(mol^1\ s^1))\ (0.075M)^2 = 3.79x10^{-3}\ mol/(L·s)$

9. $A + B \rightarrow C + D$ $V = K[A][B]$

$5.6x10^{-3} mol/(L·s) = K(0.2\ mol/L)(0.8\ mol/L)$

$K = 0.035\ L/(mol·s)$

Si:

[A]=0.2 mol/L [B]=0.2 mol/L

$V = (0.035\ mol/(L·s))(0.2\ mol/L)(0.2\ mol/L) = 1.4x10^{-3}\ mol/(L·s)$

10.

$A + B \rightarrow C$ $[A] = n_A/V$ $[B] = n_B/V$ Se reduce a la mitad:

$[A] = n_A/2V \rightarrow 2[A]$

$[B] = n_B/2V \rightarrow 2[B]$

$V_2 = K\ 2[A]^2[B]$ $V_2 = 4K[A][B]$ $V_2 = 4V_1$

Si se reduce el volumen ocupado por A y B a la mitad, la velocidad de la reacción se cuadriplicaría.

Orientación didáctica

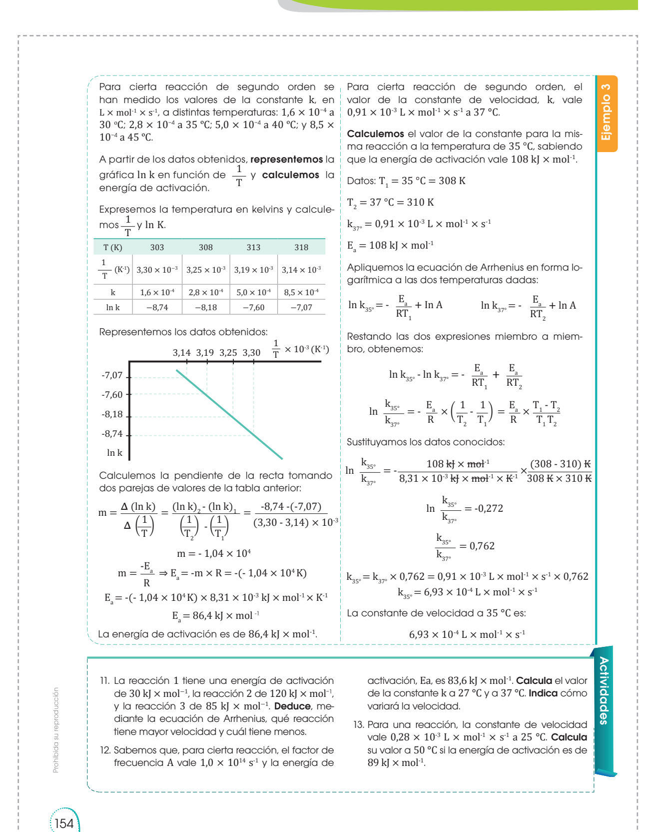
- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.

Actividades complementarias

- **Realizar un intercambio de ideas**

  Socializar acerca de los temas que se van a abordar en la unidad, para vincular a los estudiantes, se puede enviar a que vean el link o leer completa la noticia. Empezar la clase con un intercambio de ideas acerca de estos temas.

Página 154



Ejemplo 3

Para cierta reacción de segundo orden se han medido los valores de la constante k, en $L \times mol^{-1} \times s^{-1}$, a distintas temperaturas: $1,6 \times 10^{-4}$ a 30 °C; $2,8 \times 10^{-4}$ a 35 °C; $5,0 \times 10^{-4}$ a 40 °C; y $8,5 \times 10^{-4}$ a 45 °C.

A partir de los datos obtenidos, **representemos** la gráfica ln k en función de $\frac{1}{T}$ y **calculemos** la energía de activación.

Expresemos la temperatura en kelvins y calculemos $\frac{1}{T}$ y ln K.

T (K)	303	308	313	318
$\frac{1}{T}$ (K^{-1})	$3,30 \times 10^{-3}$	$3,25 \times 10^{-3}$	$3,19 \times 10^{-3}$	$3,14 \times 10^{-3}$
k	$1,6 \times 10^{-4}$	$2,8 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-4}$	$8,5 \times 10^{-4}$
ln k	−8,74	−8,18	−7,60	−7,07

Representemos los datos obtenidos:

Calculemos la pendiente de la recta tomando dos parejas de valores de la tabla anterior:

$$m = \frac{\Delta (\ln k)}{\Delta \left(\frac{1}{T}\right)} = \frac{(\ln k)_2 - (\ln k)_1}{\left(\frac{1}{T_2}\right) - \left(\frac{1}{T_1}\right)} = \frac{-8,74 - (-7,07)}{(3,30 - 3,14) \times 10^{-3}}$$

$$m = -1,04 \times 10^4$$

$$m = \frac{-E_a}{R} \Rightarrow E_a = -m \times R = -(-1,04 \times 10^4 K)$$

$$E_a = -(-1,04 \times 10^4 K) \times 8,31 \times 10^{-3} kJ \times mol^{-1} \times K^{-1}$$

$$E_a = 86,4 kJ \times mol^{-1}$$

La energía de activación es de $86,4 kJ \times mol^{-1}$.

Para cierta reacción de segundo orden, el valor de la constante de velocidad, k, vale $0,91 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$ a 37 °C.

Calculemos el valor de la constante para la misma reacción a la temperatura de 35 °C, sabiendo que la energía de activación vale $108 kJ \times mol^{-1}$.

Datos: $T_1 = 35 °C = 308 K$

$T_2 = 37 °C = 310 K$

$k_{37°} = 0,91 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$

$E_a = 108 kJ \times mol^{-1}$

Apliquemos la ecuación de Arrhenius en forma logarítmica a las dos temperaturas dadas:

$$\ln k_{35°} = -\frac{E_a}{RT_1} + \ln A \qquad \ln k_{37°} = -\frac{E_a}{RT_2} + \ln A$$

Restando las dos expresiones miembro a miembro, obtenemos:

$$\ln k_{35°} - \ln k_{37°} = -\frac{E_a}{RT_1} + \frac{E_a}{RT_2}$$

$$\ln \frac{k_{35°}}{k_{37°}} = -\frac{E_a}{R} \times \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right) = \frac{E_a}{R} \times \frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2}$$

Sustituyamos los datos conocidos:

$$\ln \frac{k_{35°}}{k_{37°}} = -\frac{108 kJ \times mol^{-1}}{8,31 \times 10^{-3} kJ \times mol^{-1} \times K^{-1}} \times \frac{(308 - 310) K}{308 K \times 310 K}$$

$$\ln \frac{k_{35°}}{k_{37°}} = -0,272$$

$$\frac{k_{35°}}{k_{37°}} = 0,762$$

$$k_{35°} = k_{37°} \times 0,762 = 0,91 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1} \times 0,762$$

$$k_{35°} = 6,93 \times 10^{-4} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$$

La constante de velocidad a 35 °C es:

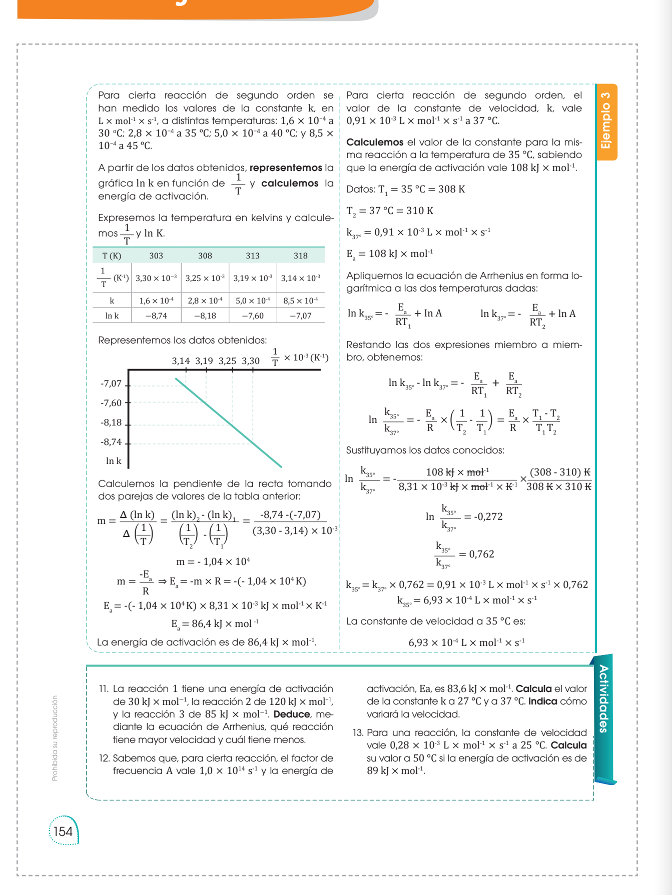
$$6,93 \times 10^{-4} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$$

Actividades

11. La reacción 1 tiene una energía de activación de $30 kJ \times mol^{-1}$, la reacción 2 de $120 kJ \times mol^{-1}$, y la reacción 3 de $85 kJ \times mol^{-1}$. **Deduce**, mediante la ecuación de Arrhenius, qué reacción tiene mayor velocidad y cuál tiene menos.
12. Sabemos que, para cierta reacción, el factor de frecuencia A vale $1,0 \times 10^{14} s^{-1}$ y la energía de activación, Ea, es $83,6 kJ \times mol^{-1}$. **Calcula** el valor de la constante k a 27 °C y a 37 °C. **Indica** cómo variará la velocidad.
13. Para una reacción, la constante de velocidad vale $0,28 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$ a 25 °C. **Calcula** su valor a 50 °C si la energía de activación es de $89 kJ \times mol^{-1}$.

154

Página 154



Para cierta reacción de segundo orden se han medido los valores de la constante k, en $L \times mol^{-1} \times s^{-1}$, a distintas temperaturas: $1,6 \times 10^{-4}$ a 30 °C; $2,8 \times 10^{-4}$ a 35 °C; $5,0 \times 10^{-4}$ a 40 °C; y $8,5 \times 10^{-4}$ a 45 °C.

A partir de los datos obtenidos, **representemos** la gráfica ln k en función de $\frac{1}{T}$ y **calculemos** la energía de activación.

Expresemos la temperatura en kelvins y calculemos $\frac{1}{T}$ y ln K.

T (K)	303	308	313	318
$\frac{1}{T}$ (K^{-1})	$3,30 \times 10^{-3}$	$3,25 \times 10^{-3}$	$3,19 \times 10^{-3}$	$3,14 \times 10^{-3}$
k	$1,6 \times 10^{-4}$	$2,8 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-4}$	$8,5 \times 10^{-4}$
ln k	−8,74	−8,18	−7,60	−7,07

Representemos los datos obtenidos:

Calculemos la pendiente de la recta tomando dos parejas de valores de la tabla anterior:

$$m = \frac{\Delta (\ln k)}{\Delta \left(\frac{1}{T}\right)} = \frac{(\ln k)_2 - (\ln k)_1}{\left(\frac{1}{T_2}\right) - \left(\frac{1}{T_1}\right)} = \frac{-8,74 -(-7,07)}{(3,30 - 3,14) \times 10^{-3}}$$

$$m = - 1,04 \times 10^4$$

$$m = \frac{-E_a}{R} \Rightarrow E_a = -m \times R = -(- 1,04 \times 10^4 K)$$

$$E_a = -(- 1,04 \times 10^4 K) \times 8,31 \times 10^{-3} kJ \times mol^{-1} \times K^{-1}$$

$$E_a = 86,4 kJ \times mol^{-1}$$

La energía de activación es de $86,4 kJ \times mol^{-1}$.

Ejemplo 3

Para cierta reacción de segundo orden, el valor de la constante de velocidad, k, vale $0,91 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$ a 37 °C.

Calculemos el valor de la constante para la misma reacción a la temperatura de 35 °C, sabiendo que la energía de activación vale $108 kJ \times mol^{-1}$.

Datos: $T_1 = 35 °C = 308 K$

$T_2 = 37 °C = 310 K$

$k_{37°} = 0,91 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$

$E_a = 108 kJ \times mol^{-1}$

Apliquemos la ecuación de Arrhenius en forma logarítmica a las dos temperaturas dadas:

$$\ln k_{35°} = - \frac{E_a}{RT_1} + \ln A \qquad \ln k_{37°} = - \frac{E_a}{RT_2} + \ln A$$

Restando las dos expresiones miembro a miembro, obtenemos:

$$\ln k_{35°} - \ln k_{37°} = - \frac{E_a}{RT_1} + \frac{E_a}{RT_2}$$

$$\ln \frac{k_{35°}}{k_{37°}} = - \frac{E_a}{R} \times \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right) = \frac{E_a}{R} \times \frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2}$$

Sustituyamos los datos conocidos:

$$\ln \frac{k_{35°}}{k_{37°}} = - \frac{108 kJ \times mol^{-1}}{8,31 \times 10^{-3} kJ \times mol^{-1} \times K^{-1}} \times \frac{(308 - 310) K}{308 K \times 310 K}$$

$$\ln \frac{k_{35°}}{k_{37°}} = -0,272$$

$$\frac{k_{35°}}{k_{37°}} = 0,762$$

$$k_{35°} = k_{37°} \times 0,762 = 0,91 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1} \times 0,762$$

$$k_{35°} = 6,93 \times 10^{-4} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$$

La constante de velocidad a 35 °C es:

$$6,93 \times 10^{-4} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$$

Actividades

11. La reacción 1 tiene una energía de activación de $30 kJ \times mol^{-1}$, la reacción 2 de $120 kJ \times mol^{-1}$, y la reacción 3 de $85 kJ \times mol^{-1}$. **Deduce**, mediante la ecuación de Arrhenius, qué reacción tiene mayor velocidad y cuál tiene menos.
12. Sabemos que, para cierta reacción, el factor de frecuencia A vale $1,0 \times 10^{14} s^{-1}$ y la energía de activación, Ea, es $83,6 kJ \times mol^{-1}$. **Calcula** el valor de la constante k a 27 °C y a 37 °C. **Indica** cómo variará la velocidad.
13. Para una reacción, la constante de velocidad vale $0,28 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$ a 25 °C. **Calcula** su valor a 50 °C si la energía de activación es de $89 kJ \times mol^{-1}$.

Solucionario

11. La reacción más rápida es la que tiene menor energía de activación:

    Reacción 1: 30kJ

    Reacción 2: 120kJ

    Reacción 3: 85kJ

    La reacción mas rápida es la 1, seguida por la 2 y luego la 3.

12. $A=1\times10^{14}\ s^{-1}$

    $E_a=83\ 600\ J.mol^{-1}$

    $K_a\ (27°C)=300K$

    $K=Ae(-E_a/RT)$

    $K=(1\times1011s^{-1})(e(-(83\ 600\ J.mol^{-1})/(8.314\ J/Kmol)(300\ K)\ )\ )$

    $K=3\times10^{-1}\ s^{-1}$

    $K_a\ (37°C)=330K$

    $K=(1\times1014\ \ s^{-1})(e(-(83\ \ 600\ \ J.mol^{-1})/(8.314\ \ J/Kmol)(310\ K)\ )\ )$

    $K=9\times10^{-1}\ s^{-1}$

13. $K_1=0.28\times10^{-3}\ [L.mol^{-1}.s^{-1}]$

    $T1=25°C=298\ K$

$E_a=89\ KJ/mol=89\ 000\ \ J/mol$

$T_2=50°C=323\ K$

$\ln\ K_1/K_2\ =E_a/R\ ((T_1-T_2)/(T_1\ T_2\ ))$

$(\ln\ 0.28\times10^{-3}\ [L.mol\ -1.s^{-1}\ ]\ )/K_2\ =((89\ 000\ J/mol))/((8.314\ J/Kmol)\ )\ (((298\ K-323\ K))/(298\ K)(323\ K)\ )$

$(\ln\ 0.28\times10^{-3}\ [L.mol^{-1}.s^{-1}]\ )/K_2\ =-2.78$

$(\ 0.28\times10^{-3}\ [L.mol^{-1}.s^{-1}]\ )/K_2\ =e^{-2.78}$

$K_2=\ \ 0.28\times10^{-3}\ [L.mol^{-1}.s^{-1}])/0.062$

$K_2=4.48\times10^{-3}[L.mol^{-1}.s^{-1}]$



Orientación didáctica

- Comprende las propiedades y la influencia de los catalizadores.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.



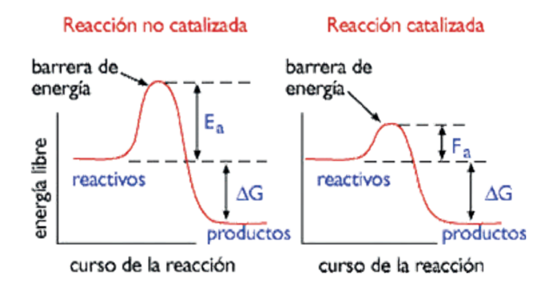
Actividades complementarias

- **Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.**

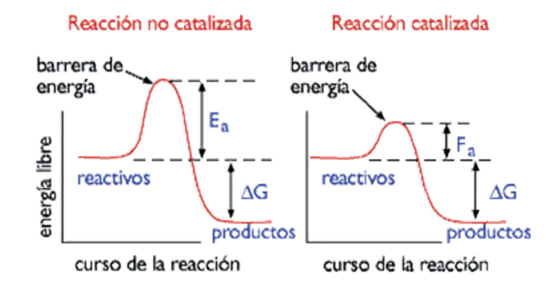
  Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

14.



15. Un catalizador permite acelerar la reacción, disminuyendo la energía de activación.



Página 157

Catálisis heterogénea

Un catalizador es heterogéneo o de contacto si no está en la misma fase que los reactivos; suelen ser sólidos y actúan en reacciones entre gases o entre líquidos, y son muy utilizados en la industria química. Veamos algunos ejemplos:

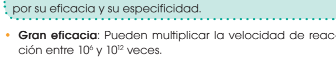
Síntesis del trióxido de azufre	Síntesis del amoníaco
En la síntesis del trióxido de azufre, SO_3, por el método de contacto, como paso previo a la producción de ácido sulfúrico, empleamos pentaóxido de vanadio finamente dividido. $2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \xrightarrow{V_2O_5\ (s)} 2\ SO_3\ (g)$	La síntesis del amoníaco, NH_3 se lleva a cabo en el *proceso* a temperatura y presión elevadas, en presencia de hierro finamente dividido como catalizador. $N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \xrightarrow{Fe\ (s)} 2\ NH_3\ (g)$
Hidrogenación de las grasas	**Convertidor catalítico**
La hidrogenación de las grasas es un importante proceso realizado en la industria de la alimentación. Consiste en la adición de H_2 (g) a los aceites vegetales insaturados, con enlaces C=C o C; C, en presencia de pequeñas cantidades de níquel que añadimos al aceite, a temperatura y presión elevadas.	A través del convertidor catalítico de los automóviles pasan los gases de escape de la combustión (NO, CO e hidrocarburos), y se transforman en sustancias no contaminantes (CO_2, H_2O (l) y N_2). El catalizador más utilizado es el llamado *de tres vías* y es una mezcla de varios metales nobles, platino y rodio, entre otros.

Los catalizadores heterogéneos alcanzan su mayor eficacia cuando ofrecen una gran superficie de contacto. Esto se da porque el catalizador debe su acción a la capacidad para adsorber superficialmente las moléculas de los reactivos, lo que produce la rotura de los enlaces de estos o, al menos, su debilitamiento. Una vez formadas las moléculas de los productos, tiene lugar la desorción, es decir, su separación de la superficie del catalizador.

Y TAMBIÉN: La molécula de la enzima posee uno o más centros activos que son como ranuras dentadas en las que la molécula de un reactivo determinado o sustrato encaja, se activa y reacciona.

reactivo, enzima, complejo enzima-sustrato, producto, enzima

Catálisis enzimática



Los enzimas son proteínas cuya función es catalizar reacciones bioquímicas específicas en el metabolismo de los seres vivos. Estos catalizadores biológicos se caracterizan por su eficacia y su especificidad.

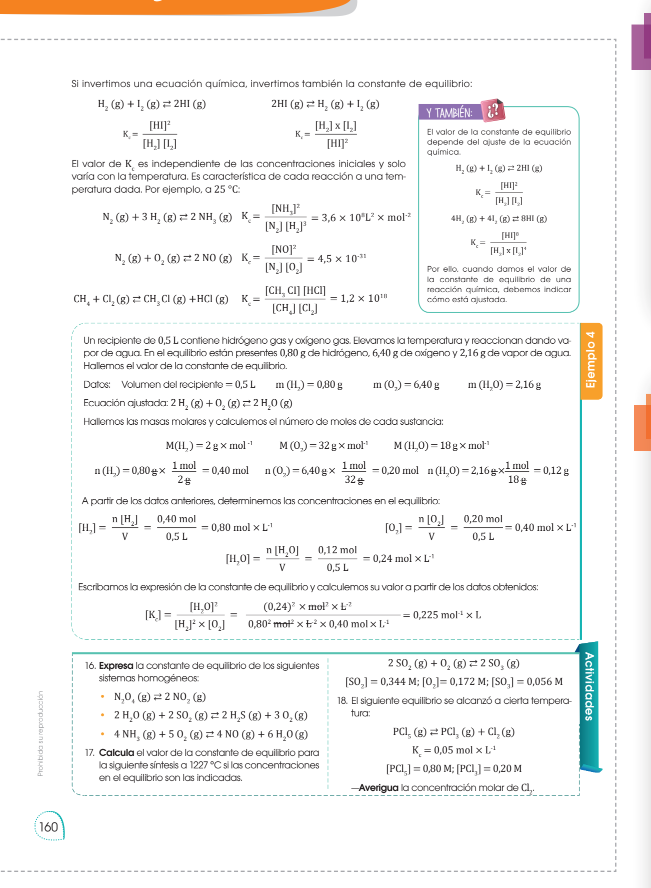
- **Gran eficacia**: Pueden multiplicar la velocidad de reacción entre 10^6 y 10^{12} veces.
- **Gran especificidad**: Cada enzima cataliza una reacción bioquímica determinada.

Muchas industrias están basadas en la acción enzimática. La fermentación de los hidratos de carbono para obtener vino, cerveza y otras bebidas alcohólicas, y la fabricación del queso son ejemplos muy conocidos de ellas.

Actividades

14. **Dibuja** un diagrama de energía potencial para una reacción endotérmica sin catalizador y con él.
15. **Indica** el efecto que producen los catalizadores sobre la energía de activación. **Representa** un diagrama de energía potencial para una reacción exotérmica sin catalizador y con catalizador negativo.

Página 160



Si invertimos una ecuación química, invertimos también la constante de equilibrio:

$H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2HI\,(g)$ $\qquad$ $2HI\,(g) \rightleftarrows H_2\,(g) + I_2\,(g)$

$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$ $\qquad$ $K_c = \frac{[H_2] \times [I_2]}{[HI]^2}$

El valor de K_c es independiente de las concentraciones iniciales y solo varía con la temperatura. Es característica de cada reacción a una temperatura dada. Por ejemplo, a 25 °C:

$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftarrows 2\,NH_3\,(g) \quad K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\,[H_2]^3} = 3{,}6 \times 10^8 L^2 \times mol^{-2}$

$N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2\,NO\,(g) \quad K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2]\,[O_2]} = 4{,}5 \times 10^{-31}$

$CH_4 + Cl_2\,(g) \rightleftarrows CH_3Cl\,(g) + HCl\,(g) \quad K_c = \frac{[CH_3\,CI]\,[HCl]}{[CH_4]\,[Cl_2]} = 1{,}2 \times 10^{18}$

Y TAMBIÉN: ¿?

El valor de la constante de equilibrio depende del ajuste de la ecuación química.

$H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2HI\,(g)$

$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$

$4H_2\,(g) + 4I_2\,(g) \rightleftarrows 8HI\,(g)$

$K_c = \frac{[HI]^8}{[H_2] \times [I_2]^4}$

Por ello, cuando damos el valor de la constante de equilibrio de una reacción química, debemos indicar cómo está ajustada.

Ejemplo 4

Un recipiente de 0,5 L contiene hidrógeno gas y oxígeno gas. Elevamos la temperatura y reaccionan dando vapor de agua. En el equilibrio están presentes 0,80 g de hidrógeno, 6,40 g de oxígeno y 2,16 g de vapor de agua. Hallemos el valor de la constante de equilibrio.

Datos: Volumen del recipiente = 0,5 L $\quad m\,(H_2) = 0{,}80\,g \quad m\,(O_2) = 6{,}40\,g \quad m\,(H_2O) = 2{,}16\,g$

Ecuación ajustada: $2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2\,H_2O\,(g)$

Hallemos las masas molares y calculemos el número de moles de cada sustancia:

$M(H_2) = 2\,g \times mol^{-1} \quad M\,(O_2) = 32\,g \times mol^{-1} \quad M\,(H_2O) = 18\,g \times mol^{-1}$

$n\,(H_2) = 0{,}80\,g \times \frac{1\,mol}{2\,g} = 0{,}40\,mol \quad n\,(O_2) = 6{,}40\,g \times \frac{1\,mol}{32\,g} = 0{,}20\,mol \quad n\,(H_2O) = 2{,}16\,g \times \frac{1\,mol}{18\,g} = 0{,}12\,g$

A partir de los datos anteriores, determinemos las concentraciones en el equilibrio:

$[H_2] = \frac{n\,[H_2]}{V} = \frac{0{,}40\,mol}{0{,}5\,L} = 0{,}80\,mol \times L^{-1} \qquad [O_2] = \frac{n\,[O_2]}{V} = \frac{0{,}20\,mol}{0{,}5\,L} = 0{,}40\,mol \times L^{-1}$

$[H_2O] = \frac{n\,[H_2O]}{V} = \frac{0{,}12\,mol}{0{,}5\,L} = 0{,}24\,mol \times L^{-1}$

Escribamos la expresión de la constante de equilibrio y calculemos su valor a partir de los datos obtenidos:

$[K_c] = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2 \times [O_2]} = \frac{(0{,}24)^2 \times mol^2 \times L^{-2}}{0{,}80^2\,mol^2 \times L^{-2} \times 0{,}40\,mol \times L^{-1}} = 0{,}225\,mol^{-1} \times L$

Actividades

16. **Expresa** la constante de equilibrio de los siguientes sistemas homogéneos:
    - $N_2O_4\,(g) \rightleftarrows 2\,NO_2\,(g)$
    - $2\,H_2O\,(g) + 2\,SO_2\,(g) \rightleftarrows 2\,H_2S\,(g) + 3\,O_2\,(g)$
    - $4\,NH_3\,(g) + 5\,O_2\,(g) \rightleftarrows 4\,NO\,(g) + 6\,H_2O\,(g)$
17. **Calcula** el valor de la constante de equilibrio para la siguiente síntesis a 1227 °C si las concentraciones en el equilibrio son las indicadas.

    $2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2\,SO_3\,(g)$

    $[SO_2] = 0{,}344\,M;\ [O_2] = 0{,}172\,M;\ [SO_3] = 0{,}056\,M$
18. El siguiente equilibrio se alcanzó a cierta temperatura:

    $PCl_5\,(g) \rightleftarrows PCl_3\,(g) + Cl_2\,(g)$

    $K_c = 0{,}05\,mol \times L^{-1}$

    $[PCl_5] = 0{,}80\,M;\ [PCl_3] = 0{,}20\,M$

    —**Averigua** la concentración molar de Cl_2.

Orientación didáctica

- Comprende la relación y la aplicación de equilibrio químico.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- **Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.**

  Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

16.

a. $K_c=([NO_2]^2)/([N_2O_4])$

b. $K_c=([H_2S]^2\,[O_2]^3)/([H_2O]^2\,[S_2O]^2)$

c. $K_c=([NO]^4\,[H_2O]^6)/([NH_3]^4\,[O_2]^5)$

17.

$2SO_2(g)+O_2(g)\rightarrow 2SO_3(g)$

$K_C=[SO_3]^2/([SO_2]^2\,[O_2])$

$K_C=[0.056]^2/([0.344\,M]^2\,[0.172M])$

$K_C=0.15$

18.

$PCl_5(g)\leftrightarrows PCl_3\,(g)+Cl_2\,(g)$

$K_C=0.15mol\,L^{-1}$

$K_C=[PCl_3][Cl_2]/([PCl_5])$

$0.05mol\,L^{-1}=((0.20\,M)\,[Cl_2])/(0.80\,M)$

$[Cl_2]=0.20\,M$

Solucionario

19. $MgCO_{3(s)} \leftrightarrow MgO_{(s)} + CO_{2(g)}$

a.

$K_c = [CO_2\ ]$

$K_p = PCO_2$

b. $Cu_s + Cl_2\ (g) \leftrightarrow CuCl_2 (s)$

$K_c = 1/([Cl_2])$

$K_p = 1/PCl_2$

c. $CaCO_3 + H_2\ O + CO_2 \leftrightarrow Ca(HCO_3)_2$

$K_c = 1/([CO_2])$

$K_p = PO_2$

d. $2HgO \leftrightarrow 2\ Hg + O_2$

$K_c = [O_2]$

$K_p = PO_2$

20. a. $(0.92\ g\ H_2O)/(cm^3\ ) \times (1\ cm^3)/1mL \times (1\ 000\ mL)/1L \times (1mol\ \ H_2\ O)/(18\ g\ H_2\ O\ ) = 51.1\ mol.L^{-1}$

b. $(8.94\ \ g\ \ Cu)/(cm^3) \times (1\ \ cm^3)/1mL \times (1\ \ 000\ \ mL)/1L \times (1mol\ \ Cu)/(63.54\ g\ Cu\ ) = 140.69\ mol.L^{-1}$

c. $(0.793\ g\ CH_3OH)/(cm^3\ ) \times (1\ mol\ \ CH_3\ OH)/(32\ g\ CH_3\ OH) \times (1\ cm^3)/1mL \times (1\ 000\ mL)/1L = 24.78\ mol.L^{-1}$

21. $2NaHCO_{3\ (s)} \leftrightarrow Na_2\ CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2\ O_{(g)}$

$K_p = PCO_2\ .PH_2\ O$

$P = 2.26\ atm$

$PCO_2\ = (2.26\ atm\ )/2 = 1.13\ atm$

$PH_2O = (2.26\ atm\ )/2 = 1.13\ atm$

$K_p = PCO_2\ .PH_2O) = (1.13\ atm)(1.13\ atm) = 1.28\ atm^2$

$K_p = K_C\ (RT)\Delta n$

$1.28\ atm^2 = K_C\ (0.08206\ \ (atm.L)/(K.mol).393\ K)^2$

$K_C = 1.23 \times 10(-3)\ mol^2.L^{-2}$

22. $Kp = 76.4\ atm$

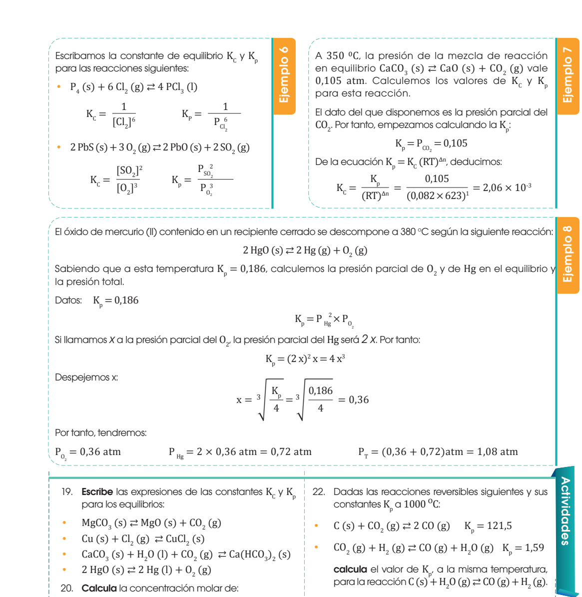
23. $PCO_2 = 2.54\ atm$

$PCO = 1.96\ atm$

24. $PCl_2 = 0.24\ atm$

$[Cl_2\ ] = 9.8x10^{-3}\ mol/L$

Página 164


Ejemplo 6

Escribamos la constante de equilibrio K_C y K_p para las reacciones siguientes:

- $P_4\ (s) + 6\ Cl_2\ (g) \rightleftarrows 4\ PCl_3\ (l)$

$$K_C = \frac{1}{[Cl_2]^6} \qquad K_p = \frac{1}{P_{Cl_2}^6}$$

- $2\ PbS\ (s) + 3\ O_2\ (g) \rightleftarrows 2\ PbO\ (s) + 2\ SO_2\ (g)$

$$K_C = \frac{[SO_2]^2}{[O_2]^3} \qquad K_p = \frac{P_{SO_2}^2}{P_{O_2}^3}$$

Ejemplo 7

A 350 ºC, la presión de la mezcla de reacción en equilibrio $CaCO_3\ (s) \rightleftarrows CaO\ (s) + CO_2\ (g)$ vale 0,105 atm. Calculemos los valores de K_C y K_p para esta reacción.

El dato del que disponemos es la presión parcial del CO_2. Por tanto, empezamos calculando la K_p:

$$K_p = P_{CO_2} = 0{,}105$$

De la ecuación $K_p = K_C\ (RT)^{\Delta n}$, deducimos:

$$K_C = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0{,}105}{(0{,}082 \times 623)^1} = 2{,}06 \times 10^{-3}$$

Ejemplo 8

El óxido de mercurio (II) contenido en un recipiente cerrado se descompone a 380 °C según la siguiente reacción:

$$2\ HgO\ (s) \rightleftarrows 2\ Hg\ (g) + O_2\ (g)$$

Sabiendo que a esta temperatura $K_p = 0{,}186$, calculemos la presión parcial de O_2 y de Hg en el equilibrio y la presión total.

Datos: $K_p = 0{,}186$

$$K_p = P_{Hg}^{\ 2} \times P_{O_2}$$

Si llamamos *x* a la presión parcial del O_2, la presión parcial del Hg será *2 x*. Por tanto:

$$K_p = (2\ x)^2\ x = 4\ x^3$$

Despejemos x:

$$x = \sqrt[3]{\frac{K_p}{4}} = \sqrt[3]{\frac{0{,}186}{4}} = 0{,}36$$

Por tanto, tendremos:

$P_{O_2} = 0{,}36$ atm $\qquad P_{Hg} = 2 \times 0{,}36$ atm $= 0{,}72$ atm $\qquad P_T = (0{,}36 + 0{,}72)$atm $= 1{,}08$ atm

Actividades

19. **Escribe** las expresiones de las constantes K_C y K_p para los equilibrios:
- $MgCO_3\ (s) \rightleftarrows MgO\ (s) + CO_2\ (g)$
- $Cu\ (s) + Cl_2\ (g) \rightleftarrows CuCl_2\ (s)$
- $CaCO_3\ (s) + H_2O\ (l) + CO_2\ (g) \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2\ (s)$
- $2\ HgO\ (s) \rightleftarrows 2\ Hg\ (l) + O_2\ (g)$

20. **Calcula** la concentración molar de:
- H_2O cuando su densidad es $0{,}92\ g \times cm^{-3}$ a 0 °C.
- Cu (s), cuya densidad es $8{,}94\ g \times cm^{-3}$ a 25 °C.
- Metanol, CH_3OH (l), con densidad $0{,}793\ g \times cm^{-3}$ a 25 ºC.

21. Se introdujo cierta cantidad de $NaHCO_3$ en un recipiente vacío. A 120 ºC se estableció el equilibrio $2\ NaHCO_3(s) \rightleftarrows Na_2CO_3\ (s) + CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$ cuando la presión en el recipiente era de 2,26 atm. **Calcula** las presiones parciales de CO_2 y H_2O en el equilibrio y los valores de K_p y K_C.

22. Dadas las reacciones reversibles siguientes y sus constantes K_p a 1000 ºC:
- $C\ (s) + CO_2\ (g) \rightleftarrows 2\ CO\ (g) \quad K_p = 121{,}5$
- $CO_2\ (g) + H_2\ (g) \rightleftarrows CO\ (g) + H_2O\ (g) \quad K_p = 1{,}59$

calcula el valor de K_p, a la misma temperatura, para la reacción $C\ (s) + H_2O\ (g) \rightleftarrows CO\ (g) + H_2\ (g)$.

23. A 700 ºC, la presión total del sistema en equilibrio $C\ (s) + CO_2\ (g) \rightleftarrows 2\ CO\ (g)$ vale 4,50 atm y $K_p = 1{,}52$. **Calcula** las presiones parciales de CO_2 y CO en el equilibrio.

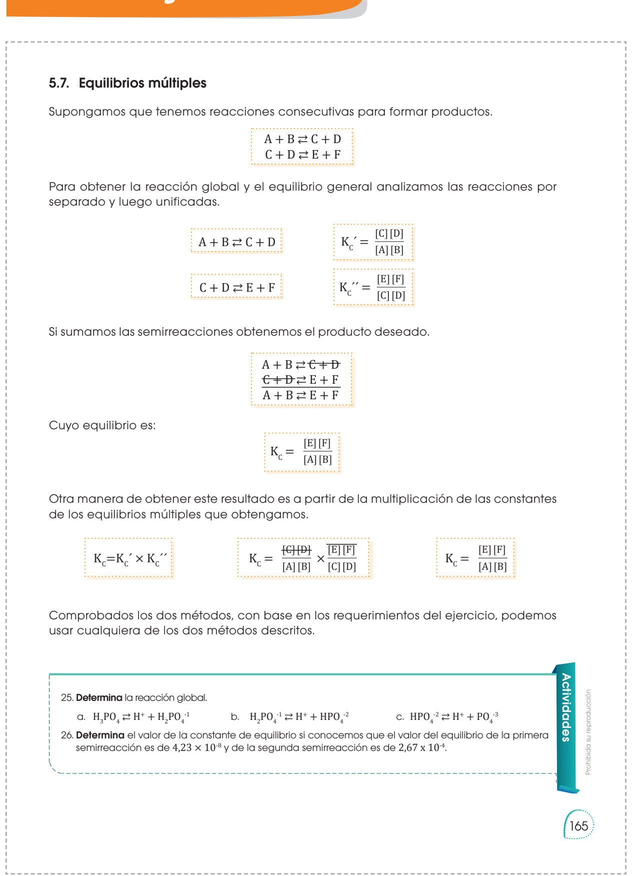
24. A 25 ºC, la constante K_p es igual a 0,24 para el equilibrio $2\ ICl\ (s) \rightleftarrows I_2\ (s) + Cl_2\ (g)$. **Calcula** la presión del Cl_2 en el equilibrio si se colocaron inicialmente 2,0 moles de ICl en un recipiente cerrado. Si el volumen del recipiente era de un litro, **calcula** la concentración de cloro en el equilibrio.

164

Orientación didáctica

- Comprende la relación de las constantes de equilibrio parciales y la constante de equilibrio final.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Página 165



5.7. Equilibrios múltiples

Supongamos que tenemos reacciones consecutivas para formar productos.

$$A + B \rightleftarrows C + D$$
$$C + D \rightleftarrows E + F$$

Para obtener la reacción global y el equilibrio general analizamos las reacciones por separado y luego unificadas.

$$A + B \rightleftarrows C + D \qquad K_C' = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

$$C + D \rightleftarrows E + F \qquad K_C'' = \frac{[E][F]}{[C][D]}$$

Si sumamos las semirreacciones obtenemos el producto deseado.

$$A + B \rightleftarrows \cancel{C + D}$$
$$\cancel{C + D} \rightleftarrows E + F$$
$$A + B \rightleftarrows E + F$$

Cuyo equilibrio es:

$$K_C = \frac{[E][F]}{[A][B]}$$

Otra manera de obtener este resultado es a partir de la multiplicación de las constantes de los equilibrios múltiples que obtengamos.

$$K_C = K_C' \times K_C'' \qquad K_C = \frac{\cancel{[C][D]}}{[A][B]} \times \frac{[E][F]}{[C][D]} \qquad K_C = \frac{[E][F]}{[A][B]}$$

Comprobados los dos métodos, con base en los requerimientos del ejercicio, podemos usar cualquiera de los dos métodos descritos.

Actividades

25. **Determina** la reacción global.

a. $H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^{-1}$ b. $H_2PO_4^{-1} \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{-2}$ c. $HPO_4^{-2} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{-3}$

26. **Determina** el valor de la constante de equilibrio si conocemos que el valor del equilibrio de la primera semirreacción es de $4{,}23 \times 10^{-8}$ y de la segunda semirreacción es de $2{,}67 \times 10^{-4}$.

165

Actividades complementarias

- **Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.**

Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

25. Determine la reacción global:

$$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^{1-}$$

$$H_2PO_4^{1-} \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$$

$$HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$$

$$H_3PO_4 \leftrightarrow 3H^+ + PO_4^{3-}$$

26. Determine el valor de la constante de equilibrio si se conoce que el valor del equilibrio de la primera semirreacción es de 4,23 x 10^{-8} y de la segunda semirreacción es de 2,67 x 10^{-4}.

$$Kc' = 4{,}23 \times 10^{-8}$$

$$Kc'' = 2{,}67 \times 10^{-4}$$

$$Kc = Kc'.Kc''$$

$$Kc = (4{,}23 \times 10^{-8})\ (2{,}67 \times 10^{-4})$$

$$Kc = 1{,}12 \times 10^{-11}$$

Orientación didáctica

- Comprende la relación de las variables del sistema y lo relaciona con el efecto del desplazamiento en una reacción.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- **Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.**

  Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase.

Solucionario

27. a. La reacción se desplaza hacia la derecha
    b. la reacción se desplaza hacia la izquierda
    c. El sistema se desplaza hacia la izquierda
    d. El sistema se desplaza hacia la izquierda
28. - Aumentar la concentración de N_2 y H_2
    - Disminuyendo la temperatura
    - Aumentando la presión

Página 166

5.8. Principio de Le Chatelier

Un sistema en equilibrio se caracteriza por su temperatura, su presión y la concentración de reactivos y de productos. Pero ¿qué ocurrirá si variamos estas magnitudes? Lo que ocurre al variar las condiciones de un sistema en equilibrio fue descrito en 1888 por el químico francés H. L. Le Chatelier en su *principio de Le Chatelier*.

Una alteración externa de los factores (temperatura, presión o concentraciones) que intervienen en un equilibrio induce un reajuste del sistema para reducir el efecto de dicha alteración y establecer un nuevo estado de equilibrio.

Factor	Consecuencias	Ejemplo: $N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftarrows}} 2\,NH_3\,(g)$ $\Delta H^0 = -92{,}22\ kJ$
Concentración	El valor de la constante de equilibrio no varía. Si aumenta la concentración en equilibrio de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en que se consume dicha sustancia. Si disminuye la concentración en equilibrio de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en que se produce dicha sustancia.	Si aumentamos la concentración de N_2, el sistema se desplazará hacia la derecha, para consumir el exceso de N_2. Si disminuimos su concentración, el sistema se desplazará hacia la izquierda, para producir el N_2 que falta.
Temperatura	Cambia el valor de la constante de equilibrio. Si aumenta la temperatura, el sistema se desplaza consumiendo calor; o sea, en el sentido de la reacción endotérmica. Si disminuye la temperatura, el sistema se desplaza desprendiendo calor; o sea, en el sentido de la reacción exotérmica.	Si elevamos la temperatura, el sistema se desplaza hacia la izquierda (reacción endotérmica). Si disminuimos la temperatura, el sistema se desplaza hacia la derecha (reacción exotérmica).
Presión	El valor de la constante de equilibrio no varía, pero sí las concentraciones porque varía el volumen. Afecta a equilibrios con gases en los que el número total de moles de gases en los reactivos es diferente del de los productos. Si aumenta la presión total de un sistema en equilibrio, este se desplaza hacia el miembro en el que hay menor número de moles de gas. Si disminuye la presión total de un sistema en equilibrio, este se desplaza hacia el miembro en el que hay mayor número de moles de gas.	Si aumentamos la presión, el sistema se desplaza hacia la derecha (dos moles de amoníaco). Si disminuimos la presión, el sistema se desplaza hacia la izquierda (un mol de nitrógeno y tres de hidrógeno).

EN GRUPO

1. **Justifiquen** cómo influirán los cambios propuestos en el siguiente sistema en equilibrio:

   $N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2NO\,(g) \qquad \Delta H^0 = +179{,}4\ kJ$

   a. Un aumento de la concentración de N_2
   b. Un aumento de la concentración de NO
   c. Un aumento de la temperatura
   d. Una disminución de la presión

2. Queremos variar el siguiente equilibrio para aumentar la producción de amoniaco:

   $N_2\,(g) + 3H_2\,(g) \rightleftarrows 2\,NH_3\,(g) \qquad \Delta H^0 = -99{,}22\ kJ$

   Señalen las modificaciones que efectuarías en:

   a. La concentración de las sustancias
   b. La temperatura
   c. La presión

Página 167



Experimento

TEMA:

Uso de catalizadores

INVESTIGAMOS:

Esta reacción, en reacciones normales, ocurre lentamente pero la podemos acelerar agregando un catalizador (sustancia que acelera las reacciones químicas). Entre los principales catalizadores tenemos vla catalasa que la obtenemos de las papas y las manzanas. El agua oxigenada se utiliza para desinfectar heridas y decolorar el pelo.

OBJETIVO:

Describir cómo reacciona el agua oxigenada con la presencia de la papa.

MATERIALES:

- 2 vasos plásticos desechables
- 1 frasco de agua oxigenada de veinte volúmenes
- 1 papa cruda
- 1 cuchillo
- 1 tabla para picar
- 1 marcador permanente
- 1 cuchara plástica

PROCESOS:

1. **Usen** la tabla para picar y el cuchillo para quitarle la cáscara a una papa cruda.
2. **Corten** la papa en cubos de aproximadamente de 1 cm de lado.
3. Con el marcador permanente **marquen** uno de los vasos como «catalizado» y al otro como «no catalizado».
4. **Coloquen** en cada uno de los vasos desechables agua oxigenada. **Coloquen** el agua oxigenada en los vasos haciendo que se resbale por las paredes; recuerden que el agua oxigenada debe permanecer tapada la mayor parte del tiempo.
5. Con la cuchara de plástico **coloquen** en el vaso que dice «catalizado» diez cubos de papas cortadas.
6. **Observen** qué sucede en cada uno de los vasos. **Anoten** los cambios transcurridos por un período aproximado de cinco minutos.
7. **Mantengan** el vaso nombrado como «no catalizado» en observación por al menos veinte minutos.
8. **Respondan** las preguntas de laboratorio.

CUESTIONES:

9. ¿Qué es lo que provoca la papa cruda dentro del agua oxigenada?
10. ¿Cuál es la reacción que se está llevando a cabo?

Tema

Desarrollo de indicador

Planteamiento del problema

Desarrollar y demostrar el rol que tiene un indicador en la diferenciación entre compuestos ácidos y básicos. Se busca respuestas veraces y científicamente verdaderas acerca de la naturaleza de los diferentes compuestos usados día a día en nuestros hogares.

Formulación de la hipótesis

Los indicadores son sustancias que proporcionan un color característico que indica si la sustancia es ácida o básica una vez que alcanzan el punto de equivalencia.

Experimentación

1. Toma una hoja de col morada y pícala finamente.
2. Coloca la col morada dentro de la olla pequeña y junto a ella 0,1 L de alcohol potable.
3. Emplea el mortero, tritura la mezcla de col morada y alcohol.
4. Con una coladera, separa la parte líquida y almacénala en uno de los vasos desechables.
5. Usa el marcador permanente, pon los siguientes nombres en los diferentes vasos: «limón», «naranja» y «bicarbonato».
6. En cada uno de los vasos marcados, coloca agua hasta la mitad.
7. Corta la naranja y el limón por la mitad. En el vaso con nombre «naranja», coloca el jugo de la mitad de la naranja. En el vaso con nombre «limón», coloca el jugo de medio limón.
8. En el vaso con nombre «bicarbonato», coloca media cucharada de bicarbonato de sodio y agita.
9. Emplea el gotero o jeringa para añadir aproximadamente 1 mL del indicador de col morada en el vaso con nombre «limón».
10. Mientras se agrega el indicador, agita constantemente la solución.
11. Repite de los pasos 9 al 11 con los otros 2 vasos de «naranja» y «bicarbonato».

Conclusiones

El indicador cuando alcanza el punto de equivalencia nos proporciona un color característico que indica si la sustancia es ácida o básica y de esta forma nos permite diferenciar muchos ácidos y bases están a nuestro alrededor y son utilizados en nuestros hogares.

Orientación didáctica

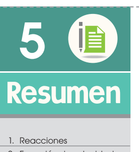
- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad.

Actividades complementarias

- **Dinámica de resumen**

  Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito o en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cuál fue el mejor resumen.

Página 168



5 Resumen

1. Reacciones
2. Ecuación de velocidad
3. Equilibrio químico

La cinética de una ecuación representa la velocidad con la que ocurre una reacción. Donde los reactivos van a reaccionar y a medida que ocurra esto, sus concentraciones van a decrecer a medida que los productos se formen.

Por ello, decimos que las concentraciones de los reactivos decrecen en el tiempo, mientras que la de los productos crecen en el tiempo. Se puede representar:

$$V_{media} \text{ de reacción} = -\frac{1}{a} \times \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \times \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \times \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \times \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Velocidad de disminución de los reactivos — Velocidad de aumento de los productos

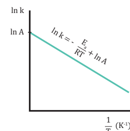
Dependiendo de la reacción, podemos obtener un determinado orden o patrón. Obteniendo la ecuación de la velocidad podemos representar esto:

$v = k\,[A]^x\,[B]^y \ldots$ donde

- v = velocidad instantánea de la reacción
- k = constante de velocidad
- $[A], [B] \ldots$ = concentraciones molares de los reactivos en un instante dado
- $x, y \ldots$ = exponentes calculados de forma experimental

También podemos asociar las reacciones con los cambios de temperatura. Existen dos tipos de reacciones, las endotérmicas (absorbe calor) y las exotérmicas (libera calor):

De igual manera, una ecuación puede ser caracterizada no solo por la velocidad sino también por la dependencia de la temperatura, es decir:



Los catalizadores pueden aumentar la velocidad de reacción sin influir con la misma.

Se dice que una ecuación es reversible cuando puede ir de izquierda a derecha o viceversa. Esto quiere decir que la velocidad de formación es igual a la velocidad de descomposición, es allí donde tenemos equilibrio químico.

Si los reactivos son acuosos tenemos equilibrio químico dado por K_c:

$$K_c = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$ donde

- $[A], [B], [C], [D]$ = concentraciones molares en el equilibrio
- a, b, c, d = coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada

Si los reactivos son gaseosos tenemos equilibrio químico dado por K_p:

$$K_p = \frac{P_C^{\,c} \times P_D^{\,d}}{P_A^{\,a} \times P_B^{\,b}}$$ donde

- P_C, P_D, P_A, P_B = presiones parciales de los gases en el equilibrio
- c, d, a, b = coeficientes estequiométricos de la reacción reversible

Página 169

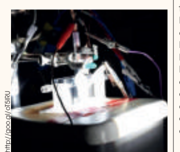


NOTICIA

Nuevo catalizador, de gran eficiencia y bajo costo, para obtener hidrógeno

El hidrógeno puede convertirse en un combustible ideal para generar electricidad o para producir calor, teniendo como único subproducto el agua. Investigadores de la Universidad de Wisconsin-Madison están trabajando en un catalizador a base de fósforo, azufre y cobalto, que permiten obtener hidrógeno con la misma eficiencia que el catalizador de platino y alto rendimiento de catalización, a precios muchísimo más baratos. Este catalizador puede funcionar con energía proveniente de la luz solar.

(2015/09/16). Nuevo catalizador de gran eficiencia y bajo costo para obtener hidrógeno (adaptación). Amazings. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 desde la página web: http://goo.gl/oT5IRU.*


http://goo.gl/oT5IRU

SOCIEDAD

Nuevos catalizadores con grafeno para obtener energía del hidrógeno


http://goo.gl/zHvhGF

Investigadores del Grupo de Química Organometálica y Catálisis Homogénea (QOMCAT) de la Universidad Jaume I en España, desarrollaron materiales a base de grafeno y compuestos organometálicos, capaces de catalizar reacciones para la conversión de energía en hidrógeno y su almacenamiento. Estos catalizadores son materiales híbridos, modulables y reciclables. Dicha tecnología permite la obtención de hidrógeno a partir de alcoholes y puede ser útil no solo en la construcción de catalizadores, sino también en el desarrollo de baterías o en el almacenamiento de otro tipo de energías.

(2015/08/27). Nuevos catalizadores con grafeno para obtener energía del hidrógeno (adaptación). Amazings. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 de http://goo.gl/zHvhGF.*

SENTIDO CRÍTICO

Las siete hormonas que cambian los estados de ánimo a las mujeres


http://goo.gl/VPNEId

Los estrógenos, cortisol, progesterona, testosterona, oxitocina, DHEA y tiroideas son las siete hormonas que marcan el ritmo de una mujer desde la pubertad hasta la menopausia. Es importante estimular los genes que activan las glándulas de la hormonalidad para que las mujeres estén en armonía y mantengan un buen estado de ánimo. La alimentación desempeña un rol muy importante y cualquier desorden puede alterar la conducta debido a cambios en el cuerpo. Altos o bajos niveles de estas hormonas pueden causar nerviosismo, ansiedad, cansancio, baja autoestima, entre otros fenómenos.

(2015/08/23). Las siete hormonas que vuelven locas a las mujeres (adaptación). Infobae. *Extraído el 23 de septiembre de 2015 de http://goo.gl/UhBBgV.*

SI YO FUERA...

Ingeniero químico, desarrollaría catalizadores para aplicarlos a procesos industriales para no solamente mejorar la producción, sino también para disminuir las condiciones de operación de temperatura y presión. Y así, reducir la cantidad de emisiones de industrias hacia la atmósfera.



169

Orientación didáctica

- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.

Actividades complementarias

- **Trabajo escrito**

  El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase.

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.

Actividades complementarias

- **Trabajo en grupo o trabajo en casa**

  Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

Página 170

Para finalizar

1. **Razona** si la siguiente afirmación es cierta o falsa:

   —Algunos factores aumentan la velocidad de reacción porque producen un aumento del número de choques o bien porque estos choques son más eficaces.

2. **Explica** la ley de Le Chatelier y **pon** un ejemplo de ella.

   —¿Qué factores influyen en un equilibrio químico?

3. **Justifica** si la siguiente reacción es exotérmica o endotérmica, e **indica** qué cantidad de calor se necesita para descomponer un mol de NO_2.

   $2NO_2\,(g) \rightarrow 2NO\,(g) + O_2\,(g)$

   $\Delta H^0 = +114{,}1\ kJ$

4. **Expresa** la constante de equilibrio para las siguientes reacciones e **indica** las unidades en que se mide:

   a. $4HCl\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 4Cl\,(g)\ 2H_2O\,(g)$

   b. $2CO_2\,(g) \rightleftarrows 2CO\,(g) + O_2\,(g)$

   c. $2H_2S\,(g) + 3O_2\,(g) \rightleftarrows 2H_2O\,(g) + 2SO_2\,(g)$

   d. $SO_2\,(g) + Cl_2\,(g) \rightleftarrows SO_2Cl_2\,(g)$

5. **Justifica** cuál será el efecto de las siguientes acciones sobre el equilibrio:

   $PCl_5\,(g) \rightleftarrows PCl_3\,(g) + Cl_2\,(g)$

   $\Delta H^0 = +92{,}5\ kJ$

   a. Añadir más Cl_2.

   b. Retirar algo de PCl_5.

   c. Aumentar la presión.

   d. Disminuir la temperatura en el equilibrio.

6. **Justifica** el efecto que producirán las siguientes acciones en el equilibrio:

   $H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2HI\,(g) \quad \Delta H^0 = -9{,}45\ kJ$

   a. Aumentar la concentración de H_2.

   b. Disminuir la concentración de HI.

   c. Disminuir la presión.

   d. Aumentar la temperatura.

7. En un recipiente de 5 L se ha colocado nitrógeno e hidrógeno, a 500 °C, hasta alcanzar el siguiente equilibrio:

   $N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftarrows 2\,NH_3\,(g)$

   Si medimos la presencia de 84,28 g de N_2, 4,20 g de H_2 y 9,605 g de NH_3, **calcula** el valor de K_c a la temperatura del experimento.

8. En un recipiente de 4 L se encuentran en equilibrio a cierta temperatura 0,70 moles de amoníaco, 0,33 moles de hidrógeno y 0,46 moles de nitrógeno. **Calcula** las concentraciones de estas sustancias y el valor de la constante K_c si la reacción es:

   $2NH_3\,(g) \rightleftarrows 3H_2\,(g) + N_2\,(g)$

9. A una temperatura determinada, tenemos el siguiente equilibrio:

   $2SO_3\,(g) \rightleftarrows 2SO_2\,(g) + O_2\,(g)$

   $K_C = 0{,}675\ mol \times L^{-1}$

   Averigua si las concentraciones siguientes están en equilibrio a la misma temperatura:

   $[SO_3] = 0{,}40\ M$

   $[SO_2] = 0{,}60\ M$

   $[O_2] = 0{,}30\ M$

Página 170



1. **Razona** si la siguiente afirmación es cierta o falsa:

   —Algunos factores aumentan la velocidad de reacción porque producen un aumento del número de choques o bien porque estos choques son más eficaces.

2. **Explica** la ley de Le Chatelier y **pon** un ejemplo de ella.

   —¿Qué factores influyen en un equilibrio químico?

3. **Justifica** si la siguiente reacción es exotérmica o endotérmica, e **indica** qué cantidad de calor se necesita para descomponer un mol de NO_2.

   $2NO_2\ (g) \rightarrow 2NO\ (g) + O_2\ (g)$

   $\Delta H^0 = +114,1\ kJ$

4. **Expresa** la constante de equilibrio para las siguientes reacciones e **indica** las unidades en que se mide:

   a. $4HCl\ (g) + O_2\ (g) \rightleftarrows 4Cl\ (g)\ 2H_2O\ (g)$

   b. $2CO_2\ (g) \rightleftarrows 2CO\ (g) + O_2\ (g)$

   c. $2H_2S\ (g) + 3O_2\ (g) \rightleftarrows 2H_2O\ (g) + 2SO_2\ (g)$

   d. $SO_2\ (g) + Cl_2\ (g) \rightleftarrows SO_2Cl_2\ (g)$

5. **Justifica** cuál será el efecto de las siguientes acciones sobre el equilibrio:

   $PCl_5\ (g) \rightleftarrows PCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$

   $\Delta H^0 = +92,5\ kJ$

   a. Añadir más Cl_2.

   b. Retirar algo de PCl_5.

   c. Aumentar la presión.

   d. Disminuir la temperatura en el equilibrio.

6. **Justifica** el efecto que producirán las siguientes acciones en el equilibrio:

   $H_2\ (g) + I_2\ (g) \rightleftarrows 2HI\ (g) \quad \Delta H^0 = -9,45\ kJ$

   a. Aumentar la concentración de H_2.

   b. Disminuir la concentración de HI.

   c. Disminuir la presión.

   d. Aumentar la temperatura.

7. En un recipiente de 5 L se ha colocado nitrógeno e hidrógeno, a 500 °C, hasta alcanzar el siguiente equilibrio:

   $N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightleftarrows 2\ NH_3\ (g)$

   Si medimos la presencia de 84,28 g de N_2, 4,20 g de H_2 y 9,605 g de NH_3, **calcula** el valor de K_c a la temperatura del experimento.

8. En un recipiente de 4 L se encuentran en equilibrio a cierta temperatura 0,70 moles de amoníaco, 0,33 moles de hidrógeno y 0,46 moles de nitrógeno. **Calcula** las concentraciones de estas sustancias y el valor de la constante K_c si la reacción es:

   $2NH_3\ (g) \rightleftarrows 3H_2\ (g) + N_2\ (g)$

9. A una temperatura determinada, tenemos el siguiente equilibrio:

   $2SO_3\ (g) \rightleftarrows 2SO_2\ (g) + O_2\ (g)$

   $K_C = 0,675\ mol \times L^{-1}$

   Averigua si las concentraciones siguientes están en equilibrio a la misma temperatura:

   $[SO_3] = 0,40\ M$

   $[SO_2] = 0,60\ M$

   $[O_2] = 0,30\ M$



Solucionario

1. Verdadero, porque la velocidad de reacción es proporcional al número de colisiones.

2. La ley de Le Chatelier establece que cualquier alteración externa de los factores como temperatura, presión o concentración que intervienen en el equilibrio químico incitan a un reajuste del sistema y reducen el efecto de tal alteración estableciendo un nuevo estado de equilibrio.

   Por ejemplo:

   Si se tiene la reacción :

   $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$

   Si se incrementa la (N_2) el sistema se desplazará a la derecha y si se disminuye la (N_2) el sistema se desplazará a la izquierda.

3. Esta reacción es endotérmica, y la cantidad de calor para descomponer 1 mol de NO_2 es 57.05 kJ.

4. a. $Keq=([Cl_2\ ]^2)/([HCl]^4\ [O_2])$

   b. $Keq=([CO]^2\ [O_2])/([CO_2\ ]^2\ )$

   c. $Keq=\ ([SO_2\ ]^2)/([H_2\ S]^2\ [O_2]^3\ )$

   d. $Keq=([SO_2\ Cl_2])/([SO_2\ ][Cl_2])$

5. a. El sistema se desplaza a la izquierda.

   b. El sistema se desplaza a la izquierda

   c. El sistema se desplaza hacia la izquierda.

   d. El sistema se desplaza hacia la izquierda.

6. a. El sistema va hacia la derecha

   b. El sistema se desplaza hacia la derecha

   c. El sistema permanece en equilibrio

   d. El sistema se desplaza hacia la izquierda

7. $V=5L \qquad T=500°C$

   $(84.28\ gN_2)/(5\ L)\times(1\ mol\ N_2)/(28\ g\ N_2\ )=0.602\ M\ N_2\ (4.20\ gH_2)/(5\ L)\times(1\ mol\ H_2)/(2\ g\ H_2\ )=0.42\ M\ H_2\ (9.605\ gNH_3)/(5\ L)\times(1\ mol\ NH_3)/(17\ g\ NH_3)=0.113\ M\ NH_3\ Kc=([\ NH_3]^2)/([N_2][H_2]^3\ )Kc=([0.113\ M]^2)/([0.602\ M][0.42\ M]^3\ )=0.286\ L^2.mol^{-2}$

8.

$[NH_3\ ]=(0.70\ mol\ NH_3)/(4\ L)=0.175\ M\ NH_3$

$[H_2]=(0.33\ mol\ H_2)/(4\ L)=0.0825\ M\ H_2$

$[N_2]=(0.46\ mol\ H_2)/(4\ L)=0.115\ M\ N_2$

$Kc=([H_2\ ]^3\ [N_2\ ])/([\ NH_3]^2\ )$

$Kc=([0.0825\ M]^3\ [0.115\ M])/([0.175]^2\ )=2.11\times10^{-3}\ mol2.L^{-2}$.

9.

$Kc=([SO_2\ ]^2\ [O_2])/([\ SO_3]^2\ )$

$Kc=([0.60\ M]^2\ [0.30M])/([0.40M]^2\ )$

$Kc=0.675\ mol.\ L^{-1}$

Por tanto, sí están en equilibrio.

Actividades complementarias

- Trabajo en grupo o trabajo en casa

Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

Solucionario

10. $[CO]=(239.4 \text{ g } CO)/(2 \text{ L})\times(1 \text{ mol } CO)/(28 \text{ g } CO)=4.275 \text{ M } CO$

$[CO_2]=(5.038 \text{ g } CO_2)/(2 \text{ L})\times(1 \text{ mol } CO_2)/(44 \text{ g } CO_2)=0.057 \text{ M } CO_2$

$[H_2]=(2.90 \text{ g } H_2)/(2 \text{ L})\times(1 \text{ mol } H_2)/(2 \text{ g}H_2)= 0.725 \text{ M } H_2$

$[H2\ O]=(1.539 \text{ g } H_2 O)/(2 \text{ L})\times(1 \text{ mol } H_2)/(18 \text{ g}H_2O)= 0.043 \text{ M } H_2O$

$Kc=([CO][H_2O])/([H_2][CO_2])$

$Kc=([4.275 \text{ M}][0.043 \text{ M}])/([0.725 \text{ M}][0.057 \text{ M}])$

$Kc=4.448$

11. $Kp= 0.675 \text{ molxL}^{-1}$

12. $Kc= 0.129 \text{ Lmol}^{-1}$

13. $\Delta_n=2-3=-1$

$KP=K_c/(RT(-\Delta n))$

$KP=(1.8 \times 106)/((0.0821 \text{ (L.atm)}/(\text{K.mol})) (303.15\text{K})^1)$

$KP=(1.8 \times 106)/((0.0821 \text{ (L.atm)}/(\text{K.mol})) (303.15\text{K})^1)$

$KP=7.232\times10^4$

14. X + Y W $K_{c'}= 1.8 \text{ x } 10^{-6}$

W Z $K_{c''}= 1.65\text{x}10^{-10}$

X + Y Z

$K_c=K_c'.K_c''$

$K_c=(1.8 \text{ x } 10(-6))(1.65\text{x}10^{-10})$

$K_c=2.97\text{x } 10^{-16}$

Página 171

10. En un recipiente de 2 L a 1 727 °C se encuentran en equilibrio 2,90 g de H_2, 5,038 g de CO_2, 1,539 g de H_2O y 239,4 g de CO. **Calcula** la constante del equilibrio dado por la ecuación:

$H_2 (g) + CO_2 (g) \rightleftarrows H_2O (g) + CO (g)$

11. En un recipiente de 1 L se ha introducido 1 mol de trióxido de azufre gas, SO_3, a cierta temperatura. Se establece el equilibrio de disociación y descubre que en el recipiente hay 0,60 moles de SO_2 (g). **Calcula** la constante de equilibrio para la reacción:

$2SO_3 (g) \rightleftarrows 2SO_2 + O_2 (g)$

12. Una vasija de reacción de 2 L contiene 3,00 g de hidrógeno y 48,0 g de oxígeno. Se calienta a cierta temperatura y se establece el equilibrio de síntesis del agua.

Si se comprueba que en ese momento hay 6,12 g de agua, **calcula** el valor de la constante K_c para el equilibrio:

$2H_2 (g) + O_2 (g) \rightleftarrows 2H_2O (g)$

13. La reacción de formación

$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$

Tiene un K_c de $1{,}8 \text{ x } 10^6$ a 30°C. **Transforma** a K_p.

14. **Determina** el valor de K_c para las reacciones consecutivas de dos diferentes modos.

$X + Y \rightleftarrows W \qquad K_c' = 1{,}8 \times 10^{-6}$

$W \rightleftarrows Z \ K_c'' = 1{,}65 \times 10^{-10}$

15. ¿Qué es la *cinética química*?

16. **Define** a la *energía de activación*.

17. ¿Qué es una *reacción endotérmica* y qué es una *reacción exotérmica*?

18. ¿Qué es *velocidad media* y qué es *velocidad instantánea*?

19. **Coloca** las velocidades de reacción en función de la disminución de reactivos o aumento de productos de las siguientes reacciones:

$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$

$2K + 2HNO_3 \rightarrow 2KNO_3 + H_2$

$CuCl_2 + H_2S \rightarrow CuS + 2HCl$

20. **Determina** el orden global de reacción de cada una de las leyes de velocidad:

Reacción (#)	Ley de la velocidad
1	v = k
2	v = k
3	v = k
4	v = k
5	v = k

21. ¿Qué es un *catalizador*? **Menciona** dos ventajas de los catalizadores.

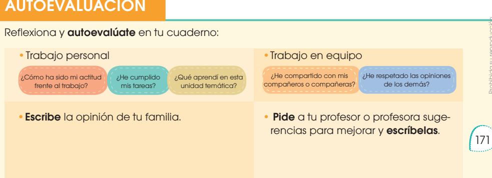
22. **Escribe** la constante de equilibrio K_c o K_p para las siguientes reacciones:

$2N_2O \rightleftarrows 2NO_{2(g)} + O_{2(g)}$

$N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftarrows 2 NH_{3(g)}$



Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:



- **Escribe** la opinión de tu familia.
- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

Página 171

10. En un recipiente de 2 L a 1 727 °C se encuentran en equilibrio 2,90 g de H_2, 5,038 g de CO_2, 1,539 g de H_2O y 239,4 g de CO. **Calcula** la constante del equilibrio dado por la ecuación:

$$H_2 (g) + CO_2 (g) \rightleftarrows H_2O (g) + CO (g)$$

11. En un recipiente de 1 L se ha introducido 1 mol de trióxido de azufre gas, SO_3, a cierta temperatura. Se establece el equilibrio de disociación y descubre que en el recipiente hay 0,60 moles de SO_2 (g). **Calcula** la constante de equilibrio para la reacción:

$$2SO_3 (g) \rightleftarrows 2SO_2 + O_2 (g)$$

12. Una vasija de reacción de 2 L contiene 3,00 g de hidrógeno y 48,0 g de oxígeno. Se calienta a cierta temperatura y se establece el equilibrio de síntesis del agua.

Si se comprueba que en ese momento hay 6,12 g de agua, **calcula** el valor de la constante K_c para el equilibrio:

$$2H_2 (g) + O_2 (g) \rightleftarrows 2H_2O (g)$$

13. La reacción de formación

$$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$$

Tiene un K_c de $1,8 \times 10^6$ a 30°C. **Transforma** a K_p.

14. **Determina** el valor de K_c para las reacciones consecutivas de dos diferentes modos.

$X + Y \rightleftarrows W \quad K_c' = 1,8 \times 10^{-6}$

$W \rightleftarrows Z \; K_c'' = 1,65 \times 10^{-10}$

15. ¿Qué es la *cinética química*?

16. **Define** a la *energía de activación*.

17. ¿Qué es una *reacción endotérmica* y qué es una *reacción exotérmica*?

18. ¿Qué es *velocidad media* y qué es *velocidad instantánea*?

19. **Coloca** las velocidades de reacción en función de la disminución de reactivos o aumento de productos de las siguientes reacciones:

$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$

$2K + 2HNO_3 \rightarrow 2KNO_3 + H_2$

$CuCl_2 + H_2S \rightarrow CuS + 2HCl$

20. **Determina** el orden global de reacción de cada una de las leyes de velocidad:

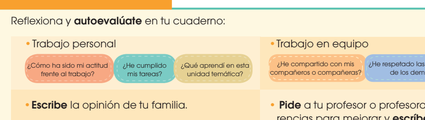
Reacción (#)	Ley de la velocidad
1	v = k
2	v = k
3	v = k
4	v = k
5	v = k

21. ¿Qué es un *catalizador*? **Menciona** dos ventajas de los catalizadores.

22. **Escribe** la constante de equilibrio K_c o K_p para las siguientes reacciones:

$2N_2O \rightleftarrows 2NO_{2(g)} + O_{2(g)}$

$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftarrows 2\,NH_{3(g)}$



AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

- Trabajo personal: ¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? ¿He cumplido mis tareas? ¿Qué aprendí en esta unidad temática?
- Trabajo en equipo: ¿He compartido con mis compañeros o compañeras? ¿He respetado las opiniones de los demás?
- **Escribe** la opinión de tu familia.
- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

Actividades complementarias

- Trabajo en grupo o trabajo en casa

Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

Solucionario

15. Es la velocidad con que los reactivos se descomponen o reaccionan para formar productos.

16. Es la mínima energía que se requiere para que una reacción inicie.

17. Una reacción endotérmica es una reacción en la que se absorbe calor. Una reacción exotérmica es una reacción en la que se libera calor.

18. Velocidad media es la velocidad promedio de una reacción.
Velocidad instantánea es una velocidad específica en un tiempo determinado, es decir, es un momento determinado.

19. $2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

$- 1/2\ \Delta[NaOH]/\Delta t = -\Delta[H_2SO_4]/\Delta t = \Delta[Na_2SO_4]/\Delta t = 1/2\ \Delta[H_2O]/\Delta t$

b. $4\,Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$

$- 1/4\ \Delta[Na]/\Delta t = -\Delta[O_2]/\Delta t = 1/2\ \Delta[Na_2O]/\Delta t$

c. $2\,K + 2HNO_3 \rightarrow 2KNO_3 + H_2$)

$- 1/2\ \Delta[K]/\Delta t = -1/2\ \Delta[HNO_3]/\Delta t = 1/2\ \Delta[KNO_3]/\Delta t = \Delta[H_2]/\Delta t$

d. $CuCl_2 + H_2S \rightarrow CuS + 2HCl$

$- \Delta[CuCl_2]/\Delta t = -\Delta[H_2S]/\Delta t = \Delta[CuS]/\Delta t = 1/2\ \Delta[HCl]/\Delta t$

20. Todas son de orden o.

21. Un catalizador es una sustancia que aumenta la rapidez de la reacción. No influyen en la reacción y se regeneran.

22. $2N_2O \leftrightarrow 2NO_2 + O_2$

a. $Kp = (Po_2\ P^2_{NO2})/(P_{N2O})^2$

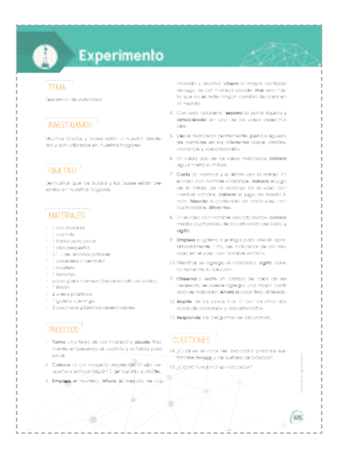
$Kc = ([O_2]\ [NO_2]^2)/[N_2O]^2$

b. $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$

$Kp = (PNH_3)^2)/(PN_2)\ PH_2^{\ 2}$

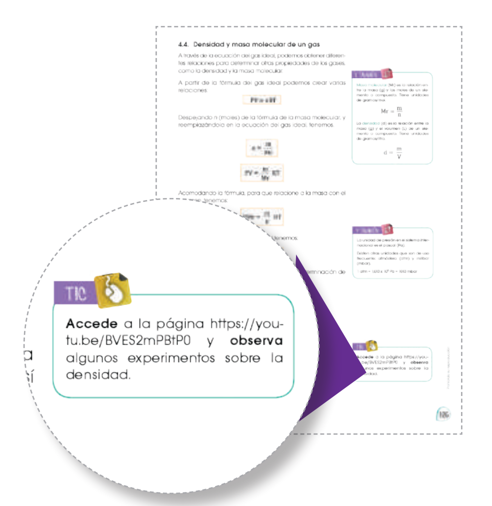
$Kc = [NH_3]^2/[N_2]\ [H_2]^3$

Ácidos y bases





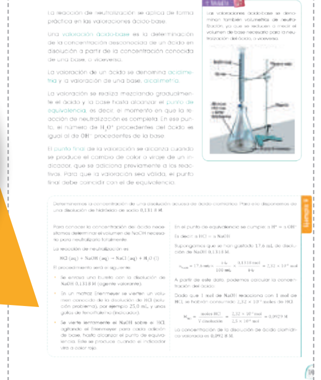














Bloques curriculares	Contenidos
La química y su lenguaje Ciencia en acción	6. Ácidos y bases . 6.1. Propiedades de ácidos y bases . 6.2. Propiedades ácido-base del agua . 6.3. Valoración ácido-base . 6.4. Indicadores ácido-base

<table>
<tr><th colspan="6">PLANIFICACIÓN MICROCURRICULAR</th></tr>
<tr><td>Nombre de la institución</td><td colspan="5"></td></tr>
<tr><td>Nombre del Docente</td><td colspan="3"></td><td>Fecha</td><td></td></tr>
<tr><td>Área</td><td>Ciencias Naturales</td><td>BGU</td><td>Segundo</td><td>Año lectivo</td><td></td></tr>
<tr><td>Asignatura</td><td colspan="3">Química</td><td>Tiempo</td><td></td></tr>
<tr><td>Unidad didáctica</td><td colspan="5">6 – Ácidos y bases</td></tr>
<tr><td>Objetivo de la unidad</td><td colspan="5">OG.CN.1. Desarrollar habilidades de pensamiento científico con el fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico, demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico.

OG.CN.2. Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el Universo, y sobre los procesos, físicos y químicos, que se producen en la materia.

OG.CN.3. Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental.

OG.CN.5. Resolver problemas de la ciencia mediante el método científico, con la identificación de problemas, la búsqueda crítica de información, la elaboración de conjeturas, el diseño de actividades experimentales, el análisis y la comunicación de resultados confiables y éticos.

OG.CN.6. Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales.

OG.CN.9. Comprender y valorar los saberes ancestrales y la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural, considerando la acción que estos ejercen en la vida personal y social.

OG.CN.10. Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.</td></tr>
<tr><td>Criterios de Evaluación</td><td colspan="5">CE.CN.Q.5.11. Analiza las características de los sistemas dispersos según su estado de agregación y compara las disoluciones de diferente concentración en las soluciones de uso cotidiano a través de la experimentación sencilla.</td></tr>
</table>

¿Qué van a aprender? **DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO**	¿Cómo van a aprender? **ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE** (Estrategias Metodológicas)	**RECURSOS**	¿Qué y cómo evaluar? **EVALUACIÓN** Indicadores de Evaluación de la unidad
CN.Q.5.3.1. Examinar y clasificar las características de los distintos tipos de sistemas dispersos según el estado de agregación de sus componentes y el tamaño de las partículas de la fase dispersa. CN.Q.5.3.2. Comparar y analizar disoluciones de diferente concentración, mediante la elaboración de soluciones de uso común.	Reconocer las propiedades de los compuestos ácidos y básicos e identificarlos en función de las teorías de Arrehenius, Bronsted-Lowry y Lewis. Identificar la función de estos compuestos según la teoría de Brönsted-Lowry. Identificar un ácido fuerte de un ácido débil y una base fuerte de una base débil respectivamente. Entender la relación existente entre la fuerza de un ácido y de su base conjugada. Determinar y examinar la importancia de las reacciones ácido base en la vida cotidiana. Analizar y deducir a partir de la comprensión del significado de la acidez, la forma de su determinación y su importancia en diferentes ámbitos de la vida, como la aplicación de los antiácidos y el balance del pH estomacal, en la industria y en la agricultura, con ayuda de las TIC. Comprender los procesos de valoración ácido-base que tienen lugar en el laboratorio y la importancia de los indicadores utilizados.	Texto Cuadernos Videos (sitios web) Pizarra Calculadora Materiales de laboratorio como balanza analítica o electrónica, espátula, pesamuestras, vasos de precipitación, pipeteadores, pipetas volumétricas o graduadas, agua destilada, picetas. Mandil, gafas, guantes, calculadora y tabla periódica.	I.CN.Q.5.11.1. Explica las características de los sistemas dispersos según su estado de agregación y compara las disoluciones de diferente concentración en las soluciones de uso cotidiano, a través de la realización de experimentos sencillos. (I.2., I.4.)

***Adaptaciones curriculares**	
Especificación de la necesidad educativa	**Especificación de la adaptación a ser aplicada**

pH en el estómago

Todos sabemos que las reacciones bioquímicas y de energía eléctrica (la vida) están bajo el control del pH. Desde el punto de vista bioquímico un pH ácido, es caliente y rápido mientras que un pH alcalino, es lento y frío.

Lo que comemos y bebemos tiene un impacto en el nivel de pH de nuestro cuerpo que controlará la actividad de cada función metabólica que ocurre en nuestro cuerpo. Una digestión saludable se mantiene con un pH ácido del estómago, cuando este pH está demasiado bajo, el estómago es vulnerable a las infecciones bacterianas que provocan úlceras y gastritis; y si está muy alto, impide la separación de los alimentos provocando indigestión y malestar estomacal.

La elección de ciertos alimentos no incide en estas anormalidades del pH como falsamente se cree. Generalmente se atribuye al estrés, a las infecciones y otros fenómenos fisiológicos la alteración de los niveles de PH ácido del estómago.



http://goo.gl/YfDsy1

El pH de nuestro estómago, está entre 1 y 2 y sirve para facilitar la degradación de las proteínas y la digestión, además de evitar que los patógenos se multipliquen.

En este ambiente, la Helicobacter-pylori es la única bacteria capaz de vivir en el estómago, infecta la mucosa del epitelio gástrico humano, causa infecciones crónicas que se manifiestan en úlceras, gastritis y hasta cáncer de estómago.

La enzima llamada ureasa, que produce esta bacteria, le permite neutralizar el ácido gástrico. La ureasa rompe la urea, un compuesto químico de nuestro organismo, convirtiéndolo en amonio para contrarrestar el ambiente ácido.

H_2O



http://goo.gl/QE8jb3

El agua es el elemento fundamental de la Tierra; fue el lugar donde comenzó la vida. Las moléculas de agua participan en muchas reacciones químicas necesarias para sustentar la vida; la mayoría de las células se encuentran rodeadas por agua alrededor de un 70 a 95%. Se lo encuentra en tres diferentes estados líquido, sólido y gaseoso, y su abundancia es necesaria para que la tierra sea habitable.

La molécula H_2O está compuesta por dos moléculas de hidrogeno con una carga positiva parcial y una de oxigeno con una carga negativa parcial unidas por enlaces covalentes teniendo como resultado una molécula polar.

Tiene propiedades emergentes que contribuyen a la adaptabilidad de la tierra para la vida. Estas son: comportamiento cohesivo, capacidad para regular la temperatura, versatilidad como solvente y expansión al congelarse.

Cohesión

Las moléculas de agua se mantienen unidas unas con otras como resultados de los enlaces de hidrogeno. Cuando se encuentra en estado líquido sus enlaces son más débiles que los enlaces covalente y pueden romperse y formarse con facilidad.

La cohesión debido a los enlaces de hidrogeno contribuye al transporte de agua y nutrientes disueltos en contra de la gravedad en las plantas. Mediante la adhesión el agua contrarresta la fuerza descendente y sube a través de las paredes de la planta. Relacionada también a la cohesión, está la tensión superficial una medida de la dificultad para estirar o romper la superficie de un líquido. El agua tiene una tensión superficial que los otros líquidos.

Regulación de la temperatura

El agua regula la temperatura del aire al observar el calor más caliente y liberar el calor almacenado más frio. Gracias a su calor específico, es eficaz como banco de calor porque puede absorber grandes cantidades con un leve cambio en su temperatura, lo que permite mantener una temperatura ideal dentro y fuera de los organismos vivos.

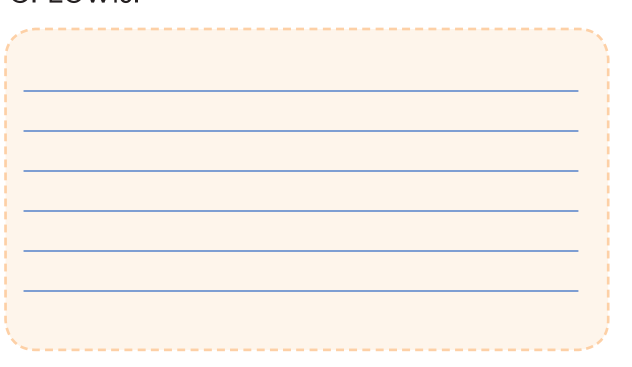
Nombre: ____________________ Fecha: ____________

1. Define el concepto de ácido según las siguientes teorías y pon un ejemplo en cada caso:

a. Arrhenius.

b. Brønsted y Lowry.

c. Lewis.



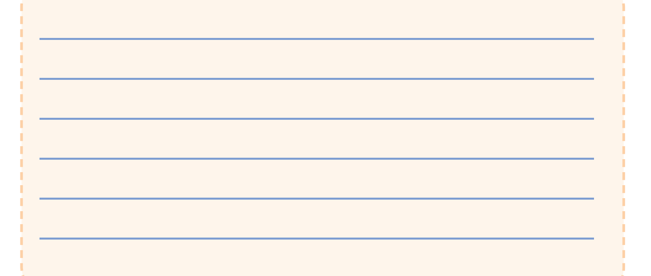
2. El hidróxido de zinc es insoluble.

a. Calcula cuántos gramos de nitrato de zinc se pueden disolver en 1 L de agua.

b. Calcula cuántos gramos se pueden disolver en 1L de disolución de hidróxido de sodio 10^{-3} M

c. Indica una posible manera de redisolver un precipitado de hidróxido de zinc.

Datos: $K_w = 10^{-14}$, K_s (hidróxido de zinc) $= 4,5 \cdot 10^{-17}$. Masas atómicas: Zn = 65,4, O = 16, N = 14



3. El ácido palmítico ($CH_3(CH_2)_{14}COOH$) tiene una constante de acidez de 10^{-5}. **Calcula**:

a. El pH de una disolución 0,5 M de ácido palmítico

b. El grado de disociación que presenta el ácido palmítico en esta disolución

c. El pH de una disolución formada por 20 g de palmitato de sodio en 1 L de agua

Datos: $K_w = 10^{-14}$. Masas atómicas: C = 12, O = 16, H = 1, Na = 23

1. Define el concepto de ácido según las siguientes teorías y pon un ejemplo en cada caso:

a. Arrhenius.

b. Brønsted y Lowry.

c. Lewis.

a. Arrhenius: Un ácido es un compuesto que contiene hidrógeno y reacciona con agua para formar iones hidrógeno. Ejemplo: HCl

b. Bronsted y Lowry: Un ácido es cualquier especie dadora de protones. Ejemplo: HCN

c. Lewis: Un ácido es un aceptor de un par de electrones. Ejemplo: CO_2

2. El hidróxido de zinc es insoluble.

a. Calcula cuántos gramos de nitrato de zinc se pueden disolver en 1 L de agua.

b. Calcula cuántos gramos se pueden disolver en 1L de disolución de hidróxido de sodio 10^{-3} M

c. Indica una posible manera de redisolver un precipitado de hidróxido de zinc.

Datos: $K_w = 10^{-14}$, Ks (hidróxido de zinc) $= 4{,}5 \cdot 10^{-17}$.Masas atómicas:Zn = 65,4, O = 16, N = 14

El equilibrio de precipitación que se debe considerar es:

$$Zn(OH)_2\ (s) \rightleftarrows Zn^{2+}\ (aq) + 2\ OH^-\ (aq)$$

$$K_s = 4,5 \cdot 10^{-17} = [Zn^{2+}] \cdot [OH^-]^2$$

3. El ácido palmítico ($CH_3(CH_2)1_4COOH$) tiene una constante de acidez de 10–5. Calcula:

a. El pH de una disolución 0,5 M de ácido palmítico

b. El grado de disociación que presenta el ácido palmítico en esta disolución

c. El pH de una disolución formada por 20 g de palmitato de sodio en 1 L de agua

Datos: $K_w = 10^{-14}$. Masas atómicas:C = 12, O = 16, H = 1, Na = 23

Para calcular los gramos de nitrato de zinc a disolver, es necesario conocer la concentración máxima de iones Zn^2+ que pueden encontrarse en disolución.

a. En el agua, con un pH neutro, [OH–] = 10^{-7}, y por lo tanto:

$$[Zn^{2+}] < \frac{K_s}{[OH^-]^2} = \frac{4,5 \cdot 10^{-17}}{10^{-14}} = 4,5 \cdot 10^{-3}\ M$$

A partir de esta concentración de iones $Zn2^+$:

$$1\ L\ disolución \times \frac{4,5 \cdot 10^{-3}\ mol\ Zn^{2+}}{1\ L\ disolución} \times \frac{1\ mol\ Zn(NO_3)_2}{1\ mol\ Zn^{2+}}$$

$$\times \frac{189,4\ g\ Zn(NO_3)_2}{1\ mol\ Zn(NO_3)_2} = 0,85\ g\ Zn(NO_3)_2$$

b. En la disolución de hidróxido de sodio, base fuerte que estará totalmente disociada, $[OH^-] = 10^{-3}$ M, es decir, 10^4 veces superior al caso anterior. La concentración de iones Zn^{2+} será 108 veces inferior, y por lo tanto, la masa de nitrato de zinc también se verá reducida en este mismo factor.

c. Dado el carácter básico del hidróxido de zinc, una posible manera de redisolverlo es añadir un ácido a la disolución. De esta manera, $[OH^-]$ disminuiría y el equilibrio se desplazaría hacia la derecha, con lo que disminuiría la cantidad de precipitado.

CICLO DEL APRENDIZAJE

¿Cómo dinamizo el aula?

Criterios de evaluación

CE.CN.Q.5.12. Explica la importancia de las reacciones ácido-base en la vida cotidiana, repecto al significado de la acidez, la forma de su determinación y su importancia en diferentes ámbitos de la vida y la determinación del pH a través de la medición de este parámetro en varias soluciones de uso diario y experimenta el proceso de desalinización en su hogar o en su comunidad como estrategia de obtención de agua dulce.

Destrezas con criterios de desempeño

CN.Q.5.3.1. Examinar y clasificar las características de los distintos tipos de sistemas dispersos según el estado de agregación de sus componentes y el tamaño de las partículas de la fase dispersa.

CN.Q.5.3.2. Comparar y analizar disoluciones de diferente concentración, mediante la elaboración de soluciones de uso común.

CN.Q.5.3.5. Deducir y comunicar la importancia del pH a través de la medición de este parámetro en varias soluciones de uso diario.

CN.Q.5.3.6. Diseñar y experimentar el proceso de desalinización en el hogar o en la comunidad como estrategia para la obtención de agua dulce.

Ciclo de aprendizaje

Experiencia:

El profesor o profesora, activa su trabajo en el aula observando las imágenes de los textos, en los estudiantes:

- Aplicar la técnica de lluvia de ideas para el desarrollo de los contenidos y comprensión de los contenidos.
- Aplicar las técnicas individuales o grupales para captar la atención para que entiendan por experiencias propias o de otros estudiantes.

Conceptualización:

Mediante los recursos del libro: imágenes, videos, actividades el docente hace al estudiante:

- Ampliar su conocimiento visual y literario con imágenes y términos nuevos.
- Comprender las imágenes y comprender el concepto.

Reflexión:

El profesor o profesora menciona diversos ejemplos, fotos, videos del texto haciendo que el estudiante se interese:

- Mejorar destrezas de comprensión, conceptualización y análisis.

Aplicación:

Para comprobar la comprensión de los estudiantes se va a usar las:

- Actividades de Experimentación: Reto
- Actividades de Evaluación de contenidos propuestos en la unidad mediante aplicación de: Resumen, Para finalizar, alto en el camino.

1. ¿Cuál es la concentración del ión hidronio en 1 M HCl a 25ºC?

1×10^{-14}

1x10-7

1

7

13

2. El pH de una solución de 1.25×10^{-3}M de NaOH es:

7.00

2.90

11.10

3.10

10.90

3. Considera una solución acuosa de HNO_2 0.500 M, con una constante de disociación ácida de HNO_2 5.13×10^{-4} a 25°C. Ahora, si un litro de agua se añade a la solución anterior a temperatura constante, el número de moles de HNO_2 en el equilibrio será ____________________ en comparación a la solución original.

Más pequeño

Igual

Mayor

No es posible predecir

4. En una solución 0.01 M de un ácido débil HB, se determina que (H3O+) = 2.50 x 10-3 M. La constante ácida es:

6.25×10^{-6}

8.33×10^{-4}

6.25×10^{-4}

2.50×10^{-1}

6.25×10^{-2}

5. El pH de una solución de nitrato férrico no es 7. Este hecho está dado por la siguiente reacción:

$H_3O+ + OH- <=> 2H_2O$

$NO_3- + H_2O <=> HNO_3 + OH-$

$HNO_3 + H_2O <=> H_3O+ + NO_3-$

$Fe(OH_2)_6^{3+} + H_2O <=> H_3O+ + Fe(OH_2)_5OH_2+$

$Fe^3+ + 3H_2O <=> Fe(OH)_3 + 3H+$

6. Para la reacción $H_2CO_3 + S^{2-} = HCO_3^- + HS^-$, la constante de equilibrio es mayor que 1. El ácido más fuerte en el sistema es:

H_2CO_3

H_3O^+

S^{2-}

HCO_3^-

HS^-

7. ¿Cuál de las siguientes soluciones acuosas 0.1M deberá ser básica? $NH_4(ClO_4)$, NaCN, $Ca(NO_3)_2$, $H_2C_2O_4$

$NH_4(ClO_4)$

Todas son ácidas o neutras

NaCN

$Ca(NO_3)_2$

$H_2C_2O_4$

8. ¿Cuál de las siguientes sales producirá una solución básica cuando se disuelven en agua?

NaCl

NaCN

NH_4Cl

$Fe(NO_3)_3$

KNO_3

9. ¿Cuál de los siguientes productos se forman cuando un ácido y un carbonato reaccionan?

Sal y dióxido de carbono

Sal, agua y dióxido de carbono

Dióxido de carbono y agua

Dióxido de carbono y sal

10. Soda caústica es el nombre común de:

Cloruro de sodio

Hidróxido de sodio

Carbonato de sodio

Hidróxido de calcio

Carbonato de sodio

1. ¿Cuál es la concentración del ión hidronio en 1 M HCl a 25ºC?

1 x10^{-14}

1x10-7

1

7

13

2. El pH de una solución de 1.25x10^{-3}M de NaOH es:

7.00

2.90

11.10

3.10

10.90

3. Considera una solución acuosa de HNO_2 0.500 M, con una constante de disociación ácida de HNO_2 5.13 x 10^{-4} a 25°C. Ahora, si un litro de agua se añade a la solución anterior a temperatura constante, el número de moles de HNO_2 en el equilibrio será ____________________ en comparación a la solución original.

Más pequeño

Igual

Mayor

No es posible predecir

4. En una solución 0.01 M de un ácido débil HB, se determina que (H3O+) = 2.50 x 10-3 M. La constante ácida es:

6.25 x 10^{-6}

8.33 x 10^{-4}

6.25 x 10^{-4}

2.50 x 10^{-1}

6.25 x 10^{-2}

5. El pH de una solución de nitrato férrico no es 7. Este hecho está dado por la siguiente reacción:

H_3O+ + OH- <=> $2H_2O$

NO_3- + H_2O <=> HNO_3 + OH-

HNO_3 + H_2O <=> H_3O+ + NO_3-

$Fe(OH_2)_6^{3+}$ + H_2O <=> H_3O+ + $Fe(OH_2)_5OH_2$+

Fe^3+ + $3H_2O$ <=> $Fe(OH)_3$ + 3H+

6. Para la reacción $H_2CO_3 + S^{2-} = HCO_3^- + HS^-$, la constante de equilibrio es mayor que 1. El ácido más fuerte en el sistema es:

H_2CO_3

H_3O^+

S^{2-}

HCO_3^-

HS^-

7. ¿Cuál de las siguientes soluciones acuosas 0.1M deberá ser básica? $NH_4(ClO_4)$, NaCN, $Ca(NO_3)_2$, $H_2C_2O_4$

$NH_4(ClO_4)$

Todas son ácidas o neutras

NaCN

$Ca(NO_3)_2$

$H_2C_2O_4$

8. ¿Cuál de las siguientes sales producirá una solución básica cuando se disuelven en agua?

NaCl

NaCN

NH_4Cl

$Fe(NO_3)_3$

KNO_3

9. ¿Cuál de los siguientes productos se forman cuando un ácido y un carbonato reaccionan?

Sal y dióxido de carbono

Sal, agua y dióxido de carbono

Dióxido de carbono y agua

Dióxido de carbono y sal

10. Soda caústica es el nombre común de:

Cloruro de sodio

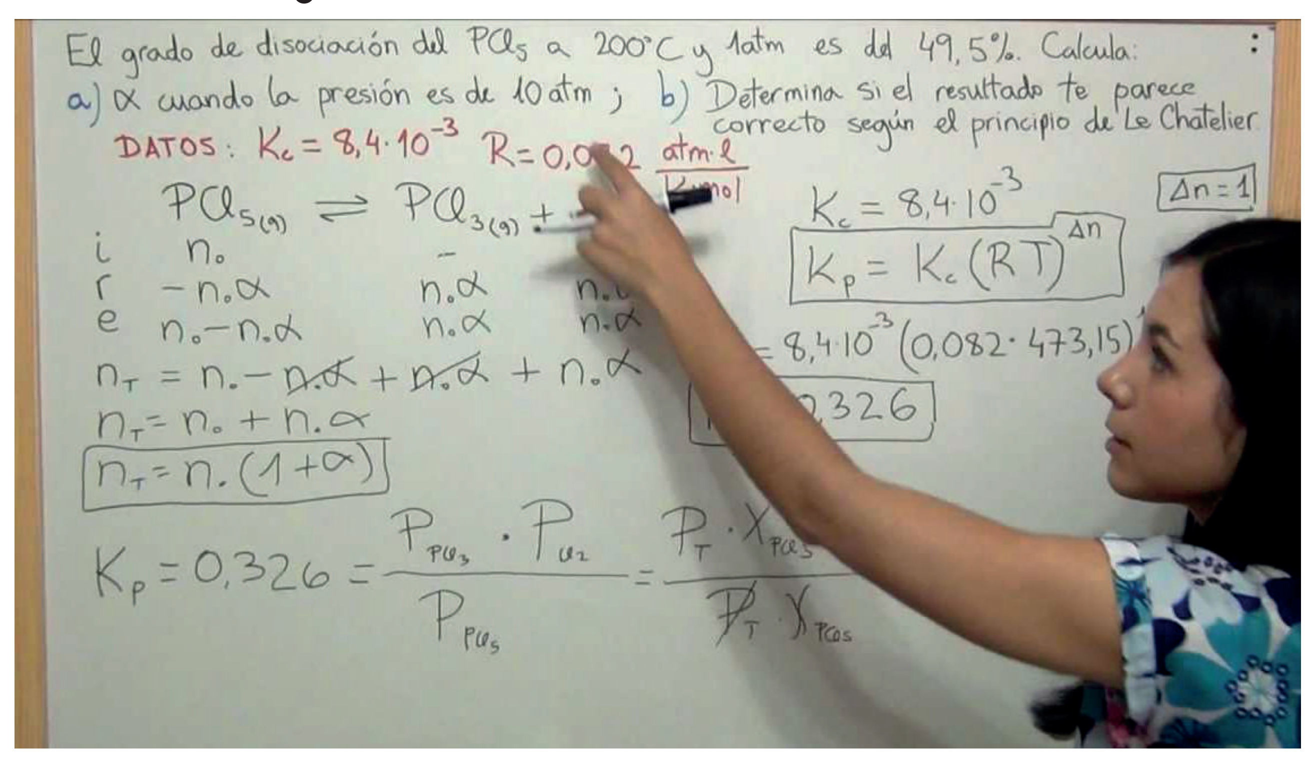
Hidróxido de sodio

Carbonato de sodio

Hidróxido de calcio

Carbonato de sodio

Técnica de diálogo simultáneo



Es una técnica que se utiliza entre un grupo de personas, el cual puede ser moderado por el docente o por un miembro del grupo. Es un espacio para socializar, intercambiar ideas y opiniones respecto a un tema, con el fin de reflexionar, relacionar contenido y obtener conclusiones de manera conjunta. Consiste en el que el moderador introduce el tema, incluso puede proponer reglas como, por ejemplo, cuando el moderador concede la palabra, el miembro del grupo puede hablar. Se recomienda, que se vaya tomando nota de lo más relevante que surjan de las ideas del grupo y que se de lectura cuando se haya finalizado el diálogo simultáneo.

Ejercicios

Una de las principales formas de asimilar los conceptos de química, es a partir de la realización de ejercicios. Esto no solo ayuda a consolidar la teoría, sino también ayuda a desarrollar criterio y a aplicar conceptos. La resolución de casos prácticos ayuda a asimilar, entender y profundizar los conocimientos de manera sencilla. Especialmente cuando se involucran números, la clave es la realización de varios ejercicios. Sin embargo, estos también pueden ser teóricos, y es aquí cuando asimilamos y asociamos conceptos o desarrollamos más nuestro pensamiento.

Los casos aplicados a la vida diaria o los de realidad nacional, ayudan a comprender la importancia de la química en general, e incluso puede consolidar temas anteriormente abordados. Una sugerencia que se puede hacer es que entre los estudiantes formen grupos de estudio, enfocados a la resolución de ejercicios, incluso ellos pueden proponer ejercicios para intercambiar con sus compañeros. Todo esto se verá reflejado en el desempeño académico de los estudiantes.

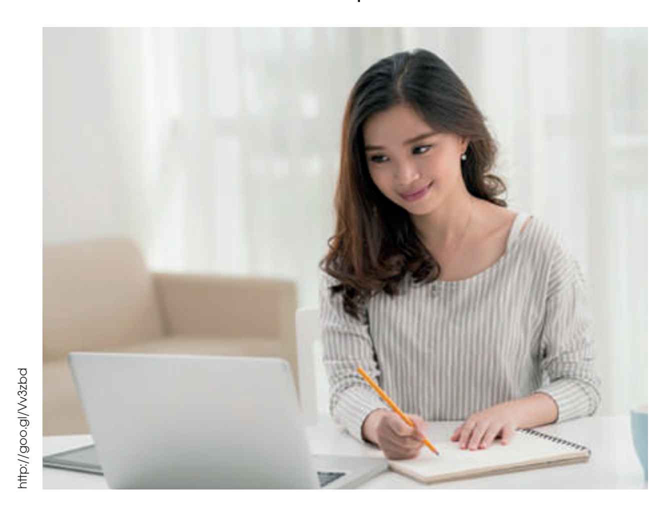
Mapas mentales

La cantidad de nuevos conceptos algunas veces puede ser complicada el aprendizaje, sin embargo, dada la trascendencia de los temas, muchas veces es bueno observar todo de un modo general para así comprender cada uno de los temas.

El objetivo de los mapas mentales es resumir los temas de un modo generar a partir de varias ideas que son propias. El objetivo de un mapa mental es optimización en el tiempo de estudio. La consolidación de conocimientos y el ahorro de horas de estudio son consecuencias de un buen mapa mental.



http://goo.gl/BA9m0E



http://goo.gl/Vv3zbd

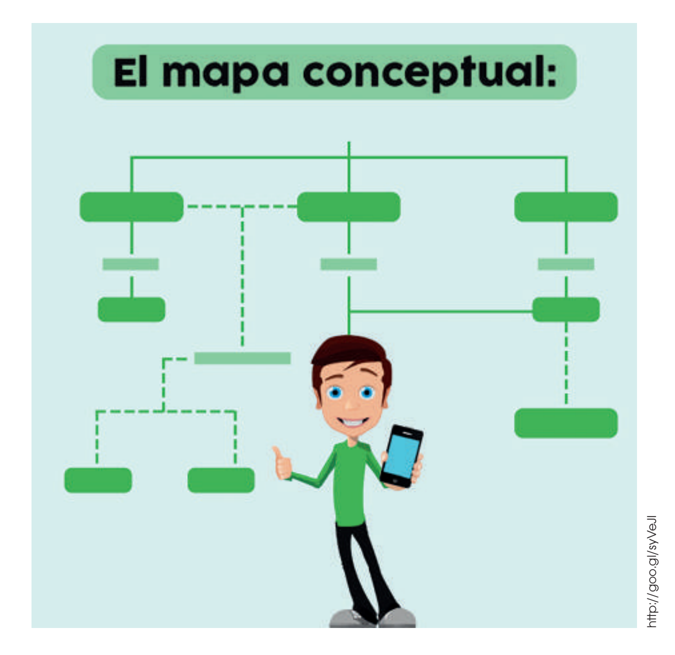
Para realizar un mapa mental, se debe colocar la idea general en el medio de la hoja, y se debe ir colocando los subtemas alrededor de la idea central, y así sucesivamente con los subtemas y demás. La recomendación es realizar la idea, los temas, subtemas y demás de diferentes colores con el fin de poder distinguir a una idea o tema general de una específica.

Mapas conceptuales

Una manera concreta que se puede utilizar para temas que no son muy largos, se llaman los mapas conceptuales. En ellos, se puede colocar como se desglosan ideas a partir de una idea general. Esto ayuda al entendimiento general de los conceptos nuevos y a la memorización de nuevos temas.

Incluso, se pueden colocar conceptos, ideas, fotos con diferentes colores para facilitar la memorización de los conceptos.

En el caso de química un ejemplo de mapa conceptual de la materia es:



http://goo.gl/syVeJl

Orientación didáctica

- Observar la imagen del fondo para obtener una idea de lo que se va a abordar en estas páginas.
- Podría empezar, describiendo la imagen, los colores hacen de ésta que sea más llamativa.
- De igual manera, para generar interés, se pueden leer la noticia, la web e incluso la película.
- Nombrar todos los temas que se vayan a abordar.

Actividades complementarias

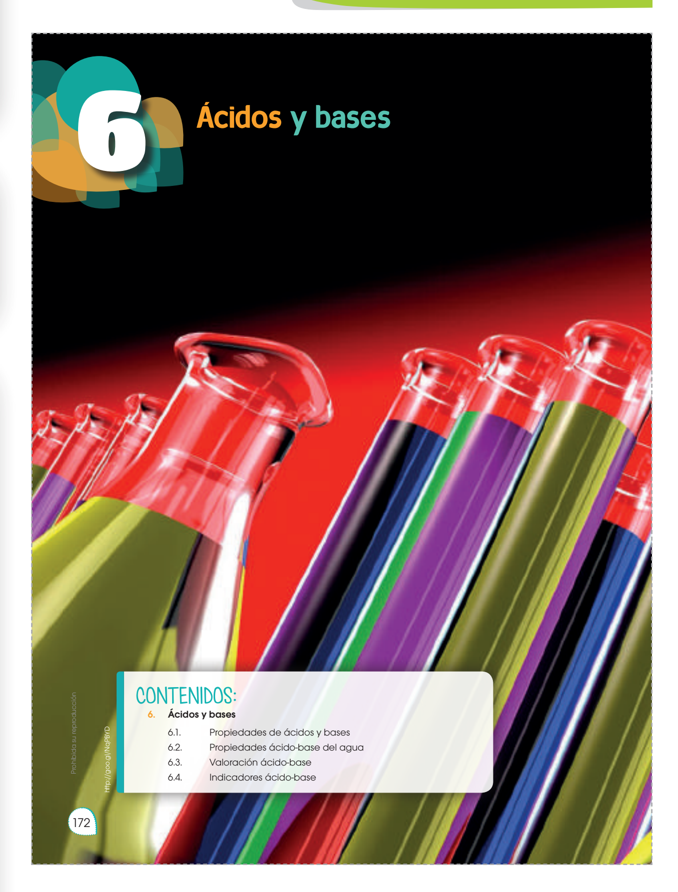
- Realizar un intercambio de ideas.



Solucionario

1. El agua de mar presenta bajas temperaturas, presión constante, poca o ninguna luz y movimiento constante. Además, la falta de oxígeno y el efecto de cuna causado por las fuertes corrientes permite el desarrollo óptimo de los aromas.
2. Lewis estableció la teoría de enlaces químicos o enlaces covalentes generados entre elementos no metálicos que tienen cuatro o más electrones de valencia pero menos de ocho. Dicha teoría se fundamenta en el ordenamiento de electrones en torno al núcleo. Así también, estableció la teoría sobre ácidos y bases. Lewis define a un ácido como cualquier molécula, radical o ión en el cual la agrupación electrónica normal alrededor de uno de sus átomos está incompleta. Por otra parte, una base es una sustancia capaz de ceder un par de electrones a otro átomo para completar su agrupación electrónica normal.
3. Respuesta abierta

Página 172



Página 175

Ácidos	Bases
Esta definición incluye los hidrácidos y los oxoácidos: HBr, H_2S, HNO_3, H_3PO_4...	Esta definición incluye las sustancias denominadas *hidróxidos*: KOH, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_3$...
$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$ $\quad H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + SO_4^{2-}$	$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ $\quad Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2\,OH^-$
En general: $HA \xrightarrow{H_2O} H^+ + A^-$	En general: $BOH \xrightarrow{H_2O} B^+ + OH^-$

La reacción de neutralización tiene lugar cuando un ácido reacciona completamente con una base y se produce una sal y agua:

$$HCl\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow NaCl\ (aq) + H_2O\ (l)$$

$$H_2SO_4\ (aq) + 2\ KOH\ (aq) \rightarrow K_2SO_4\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$$

En general:

$$HA\ (aq) + BOH\ (aq) \rightarrow BA\ (aq) + H_2O\ (l)$$

En realidad, el ácido, la base y la sal están disociados en la disolución acuosa, por lo que podemos escribir esta reacción eliminando de ella los llamados *iones espectadores*:

$$H^+\ (aq) + A^-\ (aq) + B^+\ (aq) + OH^-\ (aq) \rightarrow B^+\ (aq) + A^-\ (aq) + H_2O\ (l)$$

De donde deducimos:

$$H^+\ (aq) + OH^-\ (aq) \rightarrow H_2O\ (l)$$

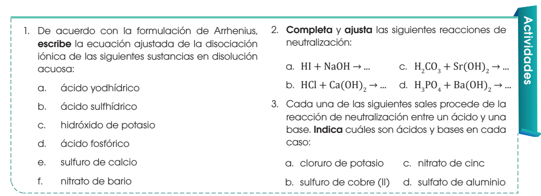
La reacción de neutralización consiste en la combinación del ion H^+, procedente del ácido, con el ion OH^-, procedente de la base, para producir H_2O no disociada.

La teoría de Arrhenius, aunque constituyó un indudable avance, tiene importantes limitaciones, ya que reduce excesivamente los conceptos de *ácido* y *base*.

Y TAMBIÉN: ¿?

http://goo.gl/iJxBlW

Muchas de las sustancias que empleamos en la vida diaria deben su utilidad a sus propiedades ácidas o básicas.



Actividades

1. De acuerdo con la formulación de Arrhenius, **escribe** la ecuación ajustada de la disociación iónica de las siguientes sustancias en disolución acuosa:
   a. ácido yodhídrico
   b. ácido sulfhídrico
   c. hidróxido de potasio
   d. ácido fosfórico
   e. sulfuro de calcio
   f. nitrato de bario
2. **Completa** y **ajusta** las siguientes reacciones de neutralización:
   a. $HI + NaOH \rightarrow ...$
   b. $HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow ...$
   c. $H_2CO_3 + Sr(OH)_2 \rightarrow ...$
   d. $H_3PO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow ...$
3. Cada una de las siguientes sales procede de la reacción de neutralización entre un ácido y una base. **Indica** cuáles son ácidos y bases en cada caso:
   a. cloruro de potasio
   b. sulfuro de cobre (II)
   c. nitrato de cinc
   d. sulfato de aluminio



Solucionario

1. a. $HI \rightarrow H^+ + I^-$

   b. $H_2S \rightarrow H^+ + HS^-$

   $HS- \rightarrow H^+ + S^{2-}$

   c. $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$

   d. $H_3PO_4 \rightarrow H_2PO_4^- + H_3O^+$

   $H_2PO_4 \rightarrow HPO_4^{2-} + H_3O^+$

   $HPO_4^{2}- \rightarrow PO_4^{3-} + H_3O^+$

   e. $CaS \rightarrow Ca^{2+} + S^{2-}$

   f. $Ba\ (NO_3)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2NO^{3-}$

2. a. $HI + NaOH \rightarrow NaI + H_2O$

   b. $HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl + H_2O + OH^-$

   c. $H_2CO_3 + Sr\ (OH)_2 \rightarrow Sr\ CO_3 + 2H_2O$

   d. $2H_3PO_4 + 3Ba(OH)_2 \rightarrow Ba_3(PO_4)2 + 6H_2O$

3. a. K^+ base

   Cl- ácido

   b. S^{2-} ácido

   Cu^{2+} base

   c. NO^{3-} ácido

   Zn^{3+} base

   d. $SO_4^{2}-$ ácido

   Al^{3+} base

Solucionario

4. a. $H_3O^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+ + H_2O$

   $H_2SeO_3 + H_2O \rightarrow HSeO_3 + H_3O^+$

   $HSeO_3 + H_2O \rightarrow SeO_3^{2-} + H_3O^+$

   b. $SO_4^{2-} + H_2O \rightarrow 2OH- + SO_3$

   $HSO^{3-} + H_2O \rightarrow H_2SO_3 + OH^-$

5. $NH_4 + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$

   $F^- + HCl \rightarrow HF + Cl^-$

   $OH^- + NH4^+ \rightarrow H_2O + NH_3$

   $H_3O^+ + HS^- \rightarrow H_2O + H_2S$

   $H_2O + HBr \rightarrow H_3O + Br^-$

   $H_2O + H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$

6. a. $CH_3\ COOH_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CH_3OO^-_{(ac)} + H_3O^+_{(ac)}$
   Ácido

   b. $H_2O + Br \rightarrow OH^+ + HBr^-$
   Base

   c. $HCN + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(ac)} + CN^-$
   Ácido

   d. $H_2A_sO_4^- + H_2O_{(l)} \rightarrow HAsO_4^{2-} + H_3O^+$
   Ácido

Página 177

Las definiciones de *ácido* y *base* dadas por Brönsted y Lowry son más amplias que las de Arrhenius.

- No se limitan a las disoluciones acuosas y son válidas para cualquier disolvente.
- La definición de Brönsted y Lowry para las bases permite incluir como tales a sustancias que no lo eran para Arrhenius, como NH_3 CO^{2-}_3, HCO^-_3, CH_3NH_2.
- El NaOH, y en general los hidróxidos, son propiamente bases de Brönsted-Lowry. Es decir:

$$OH^- + H_3O^+ \rightleftarrows 2\ H_2O$$

Y TAMBIÉN: ¿?

Ejemplos de ácidos y bases según la teoría de Brönsted-Lowry.

$ácido_1 + base_2$	$ácido_2 + base_1$
$HCl + H_2O$	$H_3O^+ + Cl^-$
$H_2O + NH_3$	$NH^+_4 + OH^-$
$H_2O + CO$	$HCO^-_3 + OH^-$
$HClO_4 + H_2O$	$H_3O^+ + ClO^-_4$
$H_2O + HCO^-_3$	$H_2CO_3 + OH^-$
$HSO^-_4 + H_2O$	$H_3O^+ + SO_4^{2-}$

Ejemplo 1

Completemos las siguientes reacciones ácido-base e indiquemos los pares conjugados:

a. $S^{2-}\ (aq) + H_3O^+\ (aq) \rightleftarrows ...$

b. $HClO_3\ (aq) + NH_3\ (aq) \rightleftarrows ...$

a. El ion sulfuro, S^{2-}, no puede ser dador de protones, a diferencia del ion H_3O^+; este será el ácido y aquel la base:

$H_3O^+\ (aq) + S^{2-}\ (aq) \rightleftarrows HS^-\ (aq) + H_2O\ (l)$

$ácido_1 \quad base_2 \quad ácido_2 \quad base_1$

Los pares conjugados son H_3O^+ / H_2O, y S^{2-} / HS^-.

b. El ácido clórico, $HClO_3$, es el dador del protón, mientras que el amoníaco es la base:

$HClO_3\ (aq) + NH_3\ (aq) \rightleftarrows NH_4^+\ (aq) + ClO_3^-\ (aq)$

$ácido_1 \quad base_2 \quad ácido_2 \quad base_1$

Los pares conjugados son $HClO_3$ / ClO^-_3, y NH_3 /NH^+_4.

Ejemplo 2

Identifiquemos las especies químicas:

a. F^- b. NH_4^+ c. $H_2PO^-_4$

como ácidos o como bases de Brönsted- Lowry en su reacción con el H_2O. Escribamos las correspondientes reacciones indicando la naturaleza de cada sustancia.

a. El ion fluoruro, F^-, solo puede ser aceptor de protones, es decir, base:

$H_2O\ (l) + F^-\ (aq) \rightleftarrows HF\ (aq) + OH^-\ (aq)$

$ácido_1 \quad base_2 \quad ácido_2 \quad base_1$

b. El ion amonio, NH_4^+, solo puede ser dador de protones, o sea, ácido:

$NH_4^+\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows H_3O^+\ (aq) + NH_3\ (aq)$

$ácido_1 \quad base_2 \quad ácido_2 \quad base_1$

c. El ion dihidrogenofosfato puede comportarse como ácido o como base:

$H_2PO^-_4\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows H_3O^+\ (aq) + HPO^-_4\ (aq)$

$ácido_1 \quad base_2 \quad ácido_2 \quad base_1$

$H_2O\ (l) + H_2PO^-_4\ (aq) \rightleftarrows H_3PO_4\ (aq) + OH^-\ (aq)$

$ácido_1 \quad base_2 \quad ácido_2 \quad base_1$

Actividades

4. **Justifica**, mediante su reacción con el agua:

   a. El carácter ácido de las especies químicas H_3O^+ y H_2SeO_3.

   b. El carácter básico de las especies químicas SO_4^{2-} y HSO_3^-.

   Escribe las correspondientes reacciones.

5. **Completa** las reacciones siguientes indicando el carácter de cada una de las especies químicas:

   a. $NH_4^+ + H_2O ...$
   b. $F^- + HCl ...$
   c. $H_4^+ + OH^- ...$
   d. $H_3O^+ + HS^- ...$
   e. $H_2O + HBr ...$
   f. $H_2O + H_2O ...$

6. **Identifica** el carácter ácido o básico de cada una de las siguientes especies químicas en su reacción con el agua. **Escribe** las reacciones:

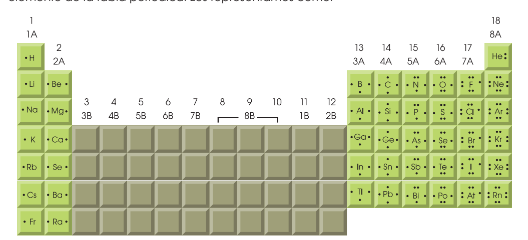
   a. CH_3COO^-
   b. HCN
   c. Br
   d. $H_2AsO_4^-$

177

Página 178

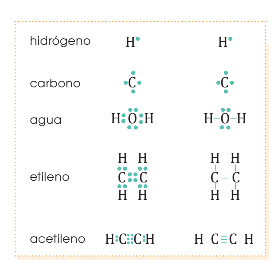
Ácidos y bases de Lewis

Un símbolo de los puntos de Lewis representa un punto por cada electrón de valencia de un elemento de la tabla periódica. Los representamos como:

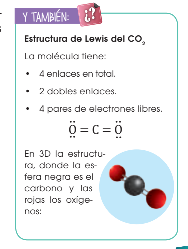


El número de electrones de valencia es el mismo que el número del grupo en que está el elemento en la tabla periódica.

La unión de dos electrones de diferentes elementos representa un enlace, por ejemplo, algunas estructuras de Lewis las representamos como:



Definimos a una *base de Lewis* como una sustancia capaz de donar electrones; y a un *ácido de Lewis*, como una sustancia capaz de aceptar electrones.


Y TAMBIÉN:

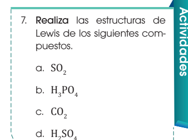
Estructura de Lewis del CO_2

La molécula tiene:

- 4 enlaces en total.
- 2 dobles enlaces.
- 4 pares de electrones libres.

$\ddot{O} = C = \ddot{O}$

En 3D la estructura, donde la esfera negra es el carbono y las rojas los oxígenos:


Actividades

7. **Realiza** las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos.
   a. SO_2
   b. H_3PO_4
   c. CO_2
   d. H_2SO_4

178

Orientación didáctica

- Analiza las propiedades y cantidad de electrones en las estructuras de Lewis.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- **Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.**

Solucionario

7. Realice las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos:

a. SO_2

$$:\ddot{O} = \overset{+}{\ddot{S}} - \overset{-}{\ddot{O}}:$$

b. H_3PO_4

```
         H
         |
       : O :
         |
  Ö  =   P  —  Ö  —  H
         |
       : O :
         |
         H
```

c. CO_2

$$\ddot{O} = C = \ddot{O}$$

d. H_2SO_4

```
           : Ö :
             |
  H  —  Ö  — S  —  Ö  —  H
             |
           : Ö :
```



Orientación didáctica

- Analiza las propiedades y cantidad de electrones en las estructuras de Lewis.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.



Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.
- Realiza un folio giratorio acerca de temas interesantes que pueden fortalecer lo visto en clase..

Solucionario

8. $BF_3 + NH_3 \rightarrow BF_3NH_3$

$$:\ddot{F}-BF_2 + :NH_3 \longrightarrow F_3B-NH_3$$



Ejemplo 3

Identifiquemos al ácido y base de Lewis de la siguiente reacción.

$$HCl + NH_3 \rightarrow Cl^- + NH_4^+$$

Para la resolución, realicemos las estructuras de Lewis de cada uno de los compuestos.

$$H-\ddot{Cl}: + H-\ddot{N}(H)-H \rightarrow [:\ddot{Cl}:]^- + [H-N(H)(H)-H]^+$$

Como podemos ver en las estructuras, el ácido es el HCl, porque es la sustancia que se encuentra aceptando los electrones; mientras que la base es el NH_3 porque es la sustancia que está donando los electrones.

Presentamos algunos otros ejemplos de reacciones entre ácidos y bases de Lewis a continuación:

Base de Lewis	+	Ácido de Lewis	→	Producto
$4NH_3:$	+	Cu^{2+}	→	$Cu(NH_3)_4^{2+}$
$2:\ddot{F}:^-$	+	SiF_4	→	SiF_6^{2-}
$H:\ddot{O}:^-$	+	$:O \equiv C \equiv O:$	→	$^-:\ddot{O}-C=\ddot{O}:$ (OH)
$H_2C = CH_2$	+	H^+ (de un ácido de Brönsted)	→	$H_2\overset{+}{C}-CH_2$ (H)
$H_2C = \ddot{O}:$	+	BF_3	→	$H_2C \equiv \overset{+}{O}:\bar{B}F_3$

Actividades

8. **Plantea** la reacción molecular e **identifica** al ácido y base de Lewis de la siguiente reacción.

$$BF_3 + :NH_3 \rightarrow F_3B-NH_3$$

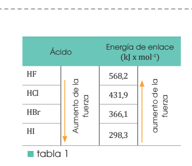
Página 183

Fuerza de los ácidos y estructura molecular

Se ha comprobado experimentalmente que la fuerza de los ácidos tiene alguna relación con la propia estructura de su molécula.

A modo de ejemplo, consideremos esta relación en algunas series de ácidos,

- La energía del enlace H-X es determinante para justificar la fuerza de los ácidos. Cuanto menor es dicha energía, menos estable es el enlace y con mayor facilidad se cede el ion H^+ (tabla 1).
- Cuanto más electronegativo es el halógeno, más atrae al par electrónico que comparte con el oxígeno unido al H. Al polarizarse más el enlace O-H, se ioniza el H con más facilidad; en consecuencia, el ácido es más fuerte (tabla 2).
- Cuanto mayor es el número de átomos de O alrededor del Cl, mayor es la capacidad de este para polarizar el enlace O-H y con más facilidad se cede el ion H^+; en consecuencia, el ácido es más fuerte (tabla 3).



Ácido		Energía de enlace (kJ x mol^{-1})	
HF	Aumento de la fuerza	568,2	aumento de la fuerza
HCl		431,9	
HBr		366,1	
HI		298,3	

tabla 1

Ácido		Electronegatividad del halógeno	
$HClO_4$	aumento de la fuerza	3,0	sentido de aumento
$HBrO_4$		2,8	
HIO_4		2,5	

tabla 2

Ácido		Número de oxidación del cloro	
HClO	aumento de la fuerza	+1	sentido de aumento
$HClO_2$		+3	
$HClO_3$		+5	
$HClO_4$		+7	

tabla 3

Ejemplo 5

Dada la siguiente ecuación, prediga en qué sentido tendrá lugar preferentemente la reacción:

$$HF\,(aq) + CN^-\,(aq) \rightleftarrows HCN\,(aq) + F^-\,(aq).$$

El HF es un ácido más fuerte que el HCN, por lo que el ion CN^- es una base más fuerte que el ion F^-. Como consecuencia, el HF tiene más tendencia a ceder el H^+ al CN^- que el HCN al ion F^-.

Por tanto, el HF transferirá su protón al CN^- y la reacción tendrá lugar preferentemente de izquierda a derecha, es decir, en el sentido directo.

Actividades

9. Una disolución acuosa tiene una concentración de iones H_3O^+ igual a $2{,}12 \times 10^{-11}$ M. **Calcula** la concentración de OH^-
10. La concentración de iones OH^- de cierta disolución es $9{,}45 \times 10^{-9}$ M. **Halla** el valor de $[H_3O^+]$
11. Razona si el valor de la $[OH^-]$ en una disolución acuosa ácida o el de la $[H_3O^+]$ en una disolución acuosa básica puede llegar a ser cero.
12. **Indica** la diferencia que existe entre un *ácido fuerte* y un *ácido concentrado*.
13. **Predice** razonadamente qué sentido predominará en las siguientes reacciones:
    a. $F^-\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftarrows HF\,(aq) + OH^-\,(aq)$
    b. $HSO^-_4\,(aq) + NH_3\,(aq) \rightleftarrows SO\ \ (aq) + NH^+_4\,(aq)$
14. **Ordena** de menor a mayor las siguientes series de ácidos según su fuerza relativa.
    a. HNO, HNO_2, HNO_3
    b. $HClO_2$, $HBrO_2$, HIO_2
15. **Calcula** la concentración molar de los iones Mg^{2+} y Br^- en una disolución de $MgBr_2$ 0,015 M.


183

Solucionario

9. $[H_3\,O^+][OH^-]=1\times10^{-14}$

   $[OH-]=(1\times10^{-14})/(2.12\times10^{-11})$

   $[OH-]=4.717\times10^{-4}M$

   $pOH=-\log[OH^-]$

   $pOH=-\log[4.717\times10^{-4}]$

   $pOH=3.326$

   $pH=14-pOH$

   $pH=14-3.326$

   $pH=10.674$

   Por tanto, la disolución es básica.

10. $[H_3\,O^+][OH-]=1\times10^{14}$

    $[H_3\,O^+]=(1\times10^{-14})/(9.45\times10^{-9})$

    $[H_3\,O^+]=1.058\times10^{-6}M$

    $pH=-\log[H_3\,O^+]$

    $pH=-\log[1.058\times10^{-6}]$

    $pH=5.976$

Por tanto, la disolución es ácida

11. Las concentraciones en ningún caso pueden llegar a ser cero.

12. Un ácido fuerte es un ácido que se ioniza completamente en disoluciones acuosas diluidas por la tendencia a ceder electrones H+. Una ácido concentrado es cuando la concentración se encuentra en una concentración al 100%.

13. a. a la izquierda, por ser un ácido fuerte.

    b. a la derecha, por haber más iones en productos

14 a. $HNO < HNO_2 < HNO_3$

   b. $HIO_2 < HBrO_2 < HClO_2$

15. $MgBr_2 \rightarrow Mg^{2+}+2Br^-$

    $[Mg]=(0.015mol\ MgBr_2\ )/(\ L)\times(1\ mol\ Mg)/(1\ mol\ MgBr_2\ )=0.015M$

    $[Br^-]=(0.015mol\ MgBr_2\ )/(\ L\ \ )\times(2\ mol\ Br^-)/(1\ mol\ MgBr_2\ )=0.030\ M$

Orientación didáctica

- Comprende en uso de la constante de equilibrio de epsecies ácidas y básicas.
- Realiza una lluvia de ideas acerca de todo lo que conlleva este tema.
- Comparte con tus compañeros lo que has escuchado o lo que piensa acerca del tema visto.

Actividades complementarias

- Realiza una discusión acerca de lo que más te impactó del tema.

Solucionario

16.a. $CH_3\ COOH_{(ac)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows CH_3OO^-_{(ac)} + H_3O+_{(ac)}$

$K_a = ([CH_3\ COO^-][H_3\ O^+])/([CH_3\ COOH])$

b) $HCN + H_2O_{(l)} \leftrightarrows H_3O^+_{(ac)} + CN-$

$K_a = ([CN^-][H_3\ O^+])/([HCN])$

c. $C_6H_5\ COOH_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow C_6H_5\ COO^-_{(ac)} + H_3O^+_{(ac)}$

$K_a = ([C_6\ H_5\ COO^-][H_3\ O^+])/([C_6\ H_5\ COOH])$

17. El ácido más débil es el ácido acético, por su valor de Ka.

18.a. $CH_3\ NH_{2\ (ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CH_3\ NH_3^+{}_{(ac)} + OH-_{(ac)}$

$K_b = ([CH_3\ NH_3+][OH^-])/([CH_3\ NH_2])$

b. $C_6H_5\ NH_{2\ (ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow C_6H_5\ NH_3^+{}_{(ac)} + OH-_{(ac)}$

$K_b = ([C_6\ H_5\ NH_3^+][OH^-])/([C_6\ H_5\ NH_2])$

Página 185

Ionización de una base débil

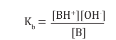
De modo semejante, si consideramos una base débil, que designamos mediante la fórmula general B, su ionización en el agua se expresa de este modo:

$$B\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows BH^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

Su constante de equilibrio es:

$$K_C = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B][H_2O]}$$

Y por un razonamiento análogo al del ácido, llamando K_b a $K_C\ [H_2O]$:



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

En la expresión anterior:

- K_b es la constante de ionización de la base débil, o constante de basicidad.
- $[BH^+]$ y $[OH^-]$ son las concentraciones molares de los iones en el equilibrio.
- $[B]$ es la concentración molar de la base no ionizada.

La tabla 5 muestra los valores de la constante de basicidad para algunas bases débiles.

Para el amoníaco, NH_3, por ejemplo, se tiene:

$$NH_3\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows HH_4^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][NO^-]}{[NH_3]} = 1{,}8 \times 10^{-5}\ (a\ 25^0C)$$

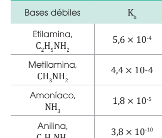
En términos generales, podemos afirmar que cuanto menor es la constante de ionización K_a o K_b, más débil es el ácido o la base, respectivamente.

Actividades

16. **Escribe** el proceso de ionización y la expresión de la constante de acidez de los siguientes ácidos:
    a. Ácido acético
    b. Ácido cianhídrico
    c. Ácido benzoico
17. ¿Cuál de ellos es el más débil? **Justifica** la respuesta.
18. **Escribe** el proceso de ionización y la expresión de la constante de basicidad de las siguientes bases:
    a. Metilamina
    b. Anilina

Bases débiles	K_b
Etilamina, $C_2H_5NH_2$	$5{,}6 \times 10^{-4}$
Metilamina, CH_3NH_2	$4{,}4 \times 10-4$
Amoníaco, NH_3	$1{,}8 \times 10^{-5}$
Anilina, $C_6H_5NH_2$	$3{,}8 \times 10^{-10}$

tabla 6


http://goo.gl/el41xj

Planta de amoníaco


https://goo.gl/XpK97C

Planta de ácido sulfúrico


http://goo.gl/uLUs6N

Planta de ácido clorhídrico



Página 187

Relación entre las constantes K_a, K_b y K_w

Si formulamos la ionización de un ácido débil HA y la de su base conjugada A^-, comprobamos fácilmente que la suma de las dos reacciones es igual a la reacción de autoionización del agua:

$$HA + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + A^{-1}$$
$$A^{-1} + H_2O \rightleftarrows HA + OH^-$$
$$\overline{H_2O + H_2O \rightleftarrows H_3O + OH^-}$$

En consecuencia, se cumple:

$$K_a \times K_b = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \times \frac{[HA][HO^-]}{[A^-]} = [H_3O^+][OH^-] = K_w$$

Ejemplo 5

La constante de ionización K_a del ácido hipocloroso, HClO, vale $3{,}2 \times 10^{-8}$. Calculemos el valor de la K_b de su base conjugada. Formulemos las reacciones de ionización de ésta y del ácido HClO y escribamos las expresiones de sus constantes de ionización.

- Ionización del ácido hipocloroso, HClO:

$$HClO\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows H_3O^+\ (aq) + ClO^-\ (aq) \qquad K_a = \frac{[H_3O^+][ClO^-]}{[HClO]}$$

- Reacción del ion hipoclorito, ClO^-, con el agua:

$$ClO^-\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows HClO\ (aq) + OH^-\ (aq) \qquad K_b = \frac{[HClO][OH^-]}{[ClO^-]}$$

- De la expresión $K_w = K_a \times K_b$ se deduce:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10 \times 10^{-14}}{3{,}2 \times 10^{-8}} = 3{,}13 \times 10^{-7}$$

La constante de basicidad del ion ClO^- vale $3{,}13 \times 10^{-7}$.

Actividades

19. La constante de ionización del ácido nitroso vale $K_a = 4{,}5 \times 10^{-4}$. **Calcula** el valor de la constante de ionización K_b de su base conjugada. **Formula** las reacciones de ionización.
20. Sabiendo que la constante de ionización del ion amonio, NH_4^+, es $K_a = 5{,}6 \times 10^{-10}$, **calcula** la constante K_b de su base conjugada, el NH_3. **Formula** las reacciones de ionización.
21. **Determina** la constante de basicidad y la $[OH^-]$ de una disolución 0,05 M de ion acetato, sabiendo que la constante de acidez del ácido acético, su conjugado, es $K_a = 1{,}8 \times 10^{-5}$.



Solucionario

19. $HNO_{2\ (ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(ac)} + NO_{2-}\ (ac)$

$K_a = ([H_3\ O+\ ][NO_2^-])/([HNO_2])$

$NO_2^-{}_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HNO_{2\ (ac)} + OH-$

$K_b = ([HNO_2\ ][OH-])/([NO_2-])$

$K_b = K_w/K_a$

$K_b = (1\times10^{-14}))/(4.5\times10^{-14})$

$K_b = 2.2\times10^{-11}$

20. $NH_4^+\ (ac) + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(ac)} + NH_{3\ (ac)}$

$K_a = ([NH_3\ ][H_3\ O^+])/([NH_4^+])$

$NH_{3\ (ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_4^+{}_{(ac)} + OH-_{(ac)}$

$K_b = ([NH_4^+][OH^-])/([NH_3])$

$K_b = K_w/K_a$

$K_b = (1\times10^{-14})/(5.6\times10^{-10})$

$K_b = 1.79\times10^{-5}$

21. $CH_3\ COOH_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CH_3OO^-_{(ac)} + H_3O^+_{(ac)}$

$K_a = ([CH_3\ COO^-\ ][H_3\ O^+])/([CH_3\ COOH])$

$CH_3OO^-_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CH_3\ COOH_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$

$K_b = ([CH_3\ COOH][OH^-])/([CH_3OO^-])$

$K_b = K_w/K_a$

$K_b = (1\times10^{-14})/(1.8\times10^{-5})$

$K_b = 5.55\times10^{-10}$

$CH_3OO^-_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CH_3\ COOH_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$

0.05	-	0	0
-x	-	+x	+x
0.05-x	-	+x	+x

$K_b = 5.55\times10^{-10} = ([CH_3COOH][OH^-])/([CH3OO^-])$

$5.55\times10^{-10} = ((x)(x))/((0.05\text{-}x))$

$x^2 + 5.55\times10^{-10}x - 2.775\times10^{-11} = 0$

$x = [OH] = 5.267\times10^{-6}M$



Solucionario

22. a. se tornará color amarillo.

    b. sigue incoloro

    c. tendrá un color azul.

23. Es el hidróxido de sodio, se usa comúnmente en el laboratorio. Se oxida fácilmente con el aire.

24. la lejía es un poderoso desinfectante por su fuerza oxidante. El elemento cloro es la base para este blanqueador de ropa.

25. a. $pH=-log[H_3O^+]$

    $pH=-log[0.325]$

    $pH=0.488$

    $pH+pOH=14$

    $pOH=14-pH$

    $pOH=14-0.488$

    $pOH=13.512$

    b. $pH=-log[H_3O^+]$

    $pH=-log[4.56\times10^{-10}]$

    $pH=9.341$

    $pH+pOH=14$

    $pOH=14-pH$

    $pOH=14-9.341$

    $pOH=4.659$

26. a. $pH=-log[H_3O^+]$

    $4.7=-log[H_3O^+]$

    $[H_3O^+]=10^{-4.7}$

    $[H_3O^+]=1.99\times10^{-5}M$

    $pH+pOH=14$

    $pOH=14-4.7$

    $pOH=9.3$

    $pOH=-log[OH^-]$

    $9.3=-log[OH^-]$

    $[OH^-]=10^{-9.3}$

    $[OH^-]=5.01\times10^{-10}M$

Página 189

Cálculo del pH

Los ácidos y las bases fuertes están ionizados casi por completo en las disoluciones acuosas diluidas. Por ello, pueden calcularse las concentraciones de H_3O^+ y OH^- y, por tanto, el pH, directamente a partir de la concentración del ácido o de la base.

Ejemplo 6

Calculemos:

a. el pH de una disolución donde $[H_3O^+] = 2{,}95 \times 10^{-4}$ M;

b. el pH de una disolución cuya concentración de OH^- vale $2{,}73 \times 10^{-3}$ M;

c. la $[H_3O^+]$ y la $[OH^-]$ de una disolución cuyo pH es 3,2.

Solucionemos:

a. $[H_3O^+] = 2{,}95 \times 10^{-4}\ M \Rightarrow$

$\Rightarrow pH = -log\ [H_3O^+] = -log\ (2{,}95 \times 10^{-4}) = 3{,}5$

b. $[OH^-] = 2{,}73 \times 10^{-3}\ M \Rightarrow$

$\Rightarrow pOH = -log\ [OH^-] = -log\ (2{,}73 \times 10^{-3}) = 2{,}5$

Sabemos que $pH + pOH = 14$, y por tanto:

$pH = 14 - pOH = 14 - 2{,}5 = 11{,}5$

c. $pH = 3{,}2 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3{,}2} = 6{,}31 \times 10^{-4}\ mol \times L^{-1}$

De la igualdad $K_w = [H_3O^+]\ [OH^-]$, ¿qué se obtiene?

Y TAMBIÉN:

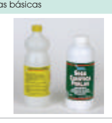
El conocimiento del pH de las disoluciones tiene gran importancia para determinar e interpretar el comportamiento de muchas sustancias en las reacciones químicas, tanto en los sistemas inorgánicos como en los biológicos.



http://goo.gl/WRcvR5

Ácidos y bases de uso frecuente

Existe una gran cantidad de sustancias ácidas y básicas de uso frecuente en nuestro entorno.

Sustancias ácidas		Sustancias básicas	
El salfumán, disolución de ácido clorhídrico, HCl, se utiliza en la limpieza doméstica. Las naranjas y los limones contienen ácido cítrico; el yogur, ácido láctico y el vinagre, ácido acético.		En la limpieza doméstica algunos productos contienen amoníaco, NH_3. La leche de magnesia es una solución de hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, que se empleaba como laxante y antiácido.	

EN GRUPO

1. El vinagre es una disolución de ácido acético. **Expliquen** qué ocurrirá en cada una de las situaciones siguientes:
   a. Añadimos unas gotas de azul de bromotimol a un tubo de ensayo que contiene vinagre.
   b. Añadimos unas gotas de fenolftaleína a un tubo de ensayo que contiene vinagre.
   c. Vertemos una gota de vinagre sobre una tira de papel indicador universal.
2. **Investiguen** qué compuesto químico es la sosa cáustica y cuáles son sus aplicaciones prácticas.
3. **Busquen** la fórmula química de la lejía. ¿Qué carácter tiene?
4. **Calculen** el pH y el pOH de las disoluciones acuosas en las que $[H_3O^+]$ vale: a. 0,325 M; b. $4{,}56 \times 10^{-10}$ M.
5. **Determinen** las concentraciones de H_3O^+ y de OH^- de una disolución de $pH = 4{,}7$.



Página 195



Experimento

TEMA:

Desarrollo de indicador

INVESTIGAMOS:

Muchos ácidos y bases están a nuestro alrededor y son utilizados en nuestros hogares.

OBJETIVO:

Demostrar que los ácidos y las bases están presentes en nuestros hogares.

MATERIALES:

- 1 col morada
- 1 cuchillo
- 1 tabla para picar
- 1 olla pequeña
- 0,1 L de alcohol potable
- 1 coladera o cernidor
- 1 mortero
- 1 naranja
- Polvo para hornear (bicarbonato de sodio)
- 1 limón
- 4 vasos plásticos
- 1 gotero o jeringa
- 3 cucharas plásticas desechables.

PROCESOS:

1. **Toma** una hoja de col morada y **pícala** finamente empleando el cuchillo y la tabla para picar.
2. **Coloca** la col morada dentro de la olla pequeña y junto a ella 0,1 L de alcohol potable.
3. **Emplea** el mortero, **tritura** la mezcla de col morada y alcohol. **Libera** la mayor cantidad de jugo de col morada posible. Haz esto hasta que no se note ningún cambio de color en la mezcla.
4. Con una coladera, **separa** la parte líquida y **almacénala** en uno de los vasos desechables.
5. Usa el marcador permanente, **pon** los siguientes nombres en los diferentes vasos: «limón», «naranja» y «bicarbonato».
6. En cada uno de los vasos marcados, **coloca** agua hasta la mitad.
7. **Corta** la naranja y el limón por la mitad. En el vaso con nombre «naranja», **coloca** el jugo de la mitad de la naranja. En el vaso con nombre «limón», **coloca** el jugo de medio limón. **Mezcla** el contenido de cada vaso con cucharadas diferentes.
8. En el vaso con nombre «bicarbonato», **coloca** media cucharada de bicarbonato de sodio y **agita**.
9. **Emplea** el gotero o jeringa para añadir aproximadamente 1 mL del indicador de col morada en el vaso con nombre «limón».
10. Mientras se agrega el indicador, **agita** constantemente la solución.
11. **Observa** si existe un cambio de color, de ser necesario, se puede agregar una mayor cantidad de indicador. **Anota** el color final obtenido.
12. **Repite** de los pasos 9 al 11 con los otros 2 vasos de «naranja» y «bicarbonato».
13. **Responde** las preguntas de laboratorio.

CUESTIONES:

1. ¿Cuál es el color del indicador para las sustancias ácidas y las sustancias básicas?
2. ¿Cómo funciona un indicador?



Tema

Uso de catalizadores

Planteamiento del problema

En este problema, mediante el proceso de experimentación, se trata de entender el fundamento científico detrás del uso de catalizadores.

Además, se busca respuestas veraces y científicamente verdaderas acerca de la importancia de los catalizadores en las reacciones químicas

Formulación de la hipótesis

La presencia de un catalizador, en cualquier reacción, acelera las reacciones químicas.

Experimentación

1. Usen la tabla para picar y el cuchillo para quitarle la cáscara a una papa cruda.
2. Corten la papa en cubos de aproximadamente de 1 cm de lado.
3. Con el marcador permanente marquen uno de los vasos como «catalizado» y al otro como «no catalizado».
4. Coloquen en cada uno de los vasos desechables agua oxigenada. Coloquen el agua oxigenada en los vasos haciendo que se resbale por las paredes; recuerden que el agua oxigenada debe permanecer tapada la mayor parte del tiempo.
5. Con la cuchara de plástico coloquen en el vaso que dice «catalizado» diez cubos de papas cortadas.
6. Observen qué sucede en cada uno de los vasos. Anoten los cambios transcurridos por un período aproximado de cinco minutos.
7. Mantengan el vaso nombrado como «no catalizado» en observación por al menos veinte minutos.
8. Respondan las preguntas de laboratorio.

Conclusiones

La enzima catalasa, presente en las papas y manzanas, funciona como un catalizador. Por tanto, va a acelerar la determinación de almidón en la papa en la reacción con agua oxigenada a través de un cambio de color, sin causar ninguna alteración.



Orientación didáctica

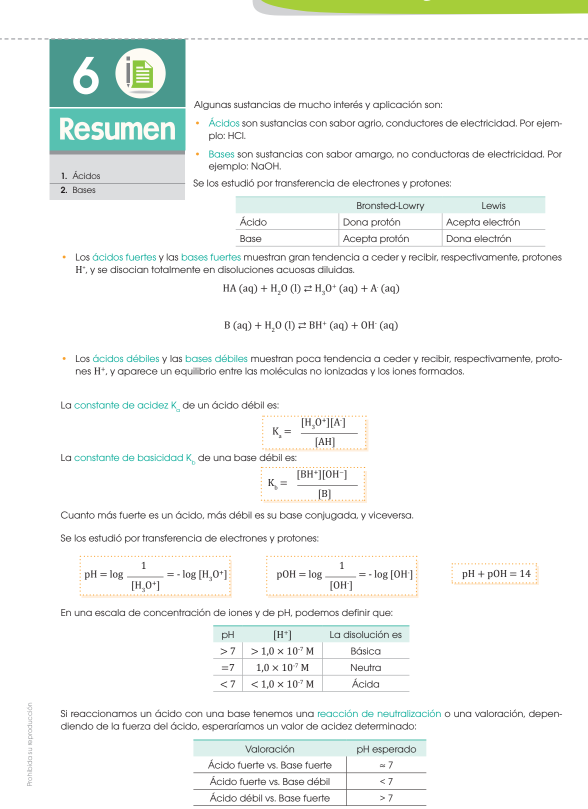
- En esta carilla se observan todos los conceptos vistos a lo largo de la unidad.

Actividades complementarias

- Dinámica de resumen

Se puede proponer que cada persona realice un resumen el cual puede ser escrito o en forma de mapa conceptual o en forma de esquema. Proponer que los estudiantes realicen una votación de cuál fue el mejor resumen.

Página 196



6 Resumen

1. Ácidos
2. Bases

Algunas sustancias de mucho interés y aplicación son:

- Ácidos son sustancias con sabor agrio, conductores de electricidad. Por ejemplo: HCl.
- Bases son sustancias con sabor amargo, no conductoras de electricidad. Por ejemplo: NaOH.

Se los estudió por transferencia de electrones y protones:

	Bronsted-Lowry	Lewis
Ácido	Dona protón	Acepta electrón
Base	Acepta protón	Dona electrón

- Los ácidos fuertes y las bases fuertes muestran gran tendencia a ceder y recibir, respectivamente, protones H^+, y se disocian totalmente en disoluciones acuosas diluidas.

$$HA\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows H_3O^+\ (aq) + A^-\ (aq)$$

$$B\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows BH^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

- Los ácidos débiles y las bases débiles muestran poca tendencia a ceder y recibir, respectivamente, protones H^+, y aparece un equilibrio entre las moléculas no ionizadas y los iones formados.

La constante de acidez K_a de un ácido débil es:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$$

La constante de basicidad K_b de una base débil es:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada, y viceversa.

Se los estudió por transferencia de electrones y protones:

$$pH = \log \frac{1}{[H_3O^+]} = -\log [H_3O^+]$$

$$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]} = -\log [OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

En una escala de concentración de iones y de pH, podemos definir que:

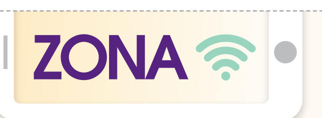
pH	$[H^+]$	La disolución es
> 7	$> 1{,}0 \times 10^{-7}$ M	Básica
$=7$	$1{,}0 \times 10^{-7}$ M	Neutra
< 7	$< 1{,}0 \times 10^{-7}$ M	Ácida

Si reaccionamos un ácido con una base tenemos una reacción de neutralización o una valoración, dependiendo de la fuerza del ácido, esperaríamos un valor de acidez determinado:

Valoración	pH esperado
Ácido fuerte vs. Base fuerte	≈ 7
Ácido fuerte vs. Base débil	< 7
Ácido débil vs. Base fuerte	> 7

196

Página 197



NOTICIA

Mitos y verdades de la dieta alcalina, el último «milagro» de Hollywood



http://goo.gl/DNCRfT

Defensores de la dieta alcalina estipulan que muchos de los alimentos que ingerimos son ácidos, los cuales acidifican la sangre, disminuyen y desequilibran el pH del cuerpo; impulsando el desarrollo de una serie de enfermedades como cáncer y osteoporosis. Por tanto, establecen que el 80% de la dieta debería estar basada en productos alcalinos, el 5% en ácidos y el 15% restante en productos neutros. El principio de esta dieta consiste en que el pH de los alimentos influye en el pH de la sangre, el cual debería oscilar entre 7,35 y 7,45. Sin embargo, varios estudios muestran que no existen cambios en el pH de la sangre tras la ingesta de productos ácidos, debido a que el organismo tiene la capacidad de regular la acidez de la sangre por varios mecanismos.

Barón, Bárbara (2015/09/15). Mitos y verdadesde la dieta alcalina, el último «milagro» de Hollywood. *(Adaptación). lainformacion.com. Extraído el 20 de septiembre de 2015 http://goo.gl/GYO50*

SOCIEDAD

Examen de ácido estomacal

El examen de ácido estomacal permite determinar la cantidad de ácido presente en el estómago. Este examen se realiza en ayunas, de tal forma que el estómago contiene únicamente líquido. Dicho líquido se extrae con una sonda que se introduce en el estómago por el esófago. En ocasiones se inyecta una hormona denominada gastrina para examinar la habilidad de las células del estómago para liberar ácido. El volumen normal del líquido estomacal oscila entre 20 y 100 mL, con pH ácido entre 1,5 y 3,5. Incrementos en los niveles de gastrina puede causar un aumento de la secreción de ácido y conducir a la formación de úlceras.



http://goo.gl/IZCw3d

Scubert ML, Kaunitz JD. (2014/11/20). Examen de ácido estomacal. (Adaptación). *Gastric Secretion. Extraído el 20 de septiembre de 2015 https://goo.gl/g0JSNC*

SENTIDO CRÍTICO

Formación adecuada sobre concentraciones químicas

En la industria alimenticia el pH es un componente esencial en el proceso de limpieza y desinfección. Las suciedades se eliminan a determinados pHs, por ejemplo las grasas y aceites se eliminan mejor mientras más alcalina es la solución de limpieza. Por el contrario, los minerales se eliminan mejor en soluciones de limpieza ácidas. Los microorganismos son sensibles al pH del entorno; por tanto, cambios drásticos en el pH provocaría la muerte de los organismos.

14
13 Lejía
12 Agua jabonosa
11 Amoniaco
10 Leche de magnesia
9 Bicarbonato de sodio
8 Agua de mar
7 Agua destilada
6 Orina
5 Café
4 Jugo de tomate
3 Jugo de naranja
2 Jugo de limón
1 Ácido gástrico

http://goo.gl/8gfUxJ

(2015/05/22). Formación adecuada sobre concentraciones químicas. (Adaptación). *Eurocarne digital. Extraído el 21 de septiembre de 2015 http://goo.gl/8gfUxJ*

SI YO FUERA...

Ingeniero en biotecnología, desarrollaría nuevos microorganismos capaces de actuar en medios básicos o en medios ácidos y aplicarlos en casos emergentes como, por ejemplo, en un derrame de petróleo.



http://goo.gl/NDM3PG

197

Orientación didáctica

- Observar las aplicaciones más actuales de los temas abordados en la unidad. Se busca generar interés del estudiante por la ciencia. Cuando una persona tiene algo más visual puede darse cuenta de si le gusta o no. Incluso el si yo fuera, puede guiar al estudiante hacia una carrera definida.

Actividades complementarias

- Trabajo escrito

  El estudiante deberá realizar un resumen de la noticia que quiera de la zona wifi y exponer a la clase.

Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.

Actividades complementarias

- **Trabajo en grupo o trabajo en casa**

Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

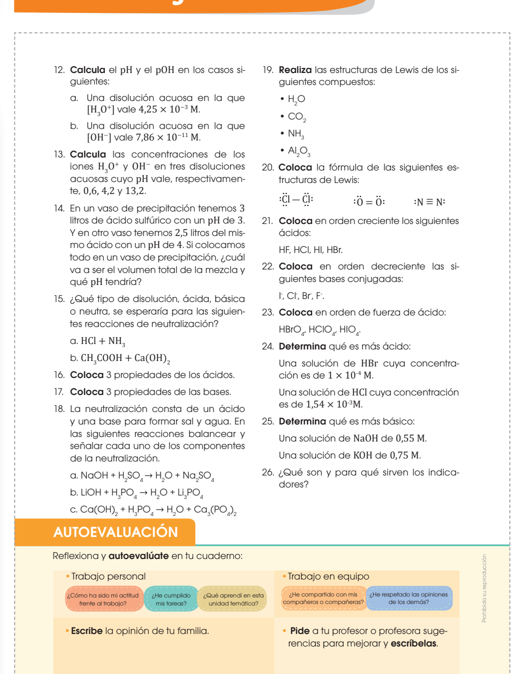
- Actividad en grupo

Formar grupos para la resolución de ejercicios de esta sección. El intercambio de ideas y de criterios fortalecerá los conocimientos y la manera de ejecutarlos en los ejercicios.

- Ejercicios adicionales

Cada estudiante deberá proponer un ejercicio con la respectiva resolución. El docente deberá elegir las mejores preguntas y a final de esta sección podría exponer las preguntas con las respectivas soluciones.

Página 199



12. **Calcula** el pH y el pOH en los casos siguientes:
    a. Una disolución acuosa en la que $[H_3O^+]$ vale $4{,}25 \times 10^{-3}$ M.
    b. Una disolución acuosa en la que $[OH^-]$ vale $7{,}86 \times 10^{-11}$ M.
13. **Calcula** las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- en tres disoluciones acuosas cuyo pH vale, respectivamente, 0,6, 4,2 y 13,2.
14. En un vaso de precipitación tenemos 3 litros de ácido sulfúrico con un pH de 3. Y en otro vaso tenemos 2,5 litros del mismo ácido con un pH de 4. Si colocamos todo en un vaso de precipitación, ¿cuál va a ser el volumen total de la mezcla y qué pH tendría?
15. ¿Qué tipo de disolución, ácida, básica o neutra, se esperaría para las siguientes reacciones de neutralización?
    a. $HCl + NH_3$
    b. $CH_3COOH + Ca(OH)_2$
16. **Coloca** 3 propiedades de los ácidos.
17. **Coloca** 3 propiedades de las bases.
18. La neutralización consta de un ácido y una base para formar sal y agua. En las siguientes reacciones balancear y señalar cada uno de los componentes de la neutralización.
    a. $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow H_2O + Na_2SO_4$
    b. $LiOH + H_3PO_4 \rightarrow H_2O + Li_3PO_4$
    c. $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow H_2O + Ca_3(PO_4)_2$
19. **Realiza** las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos:
    - H_2O
    - CO_2
    - NH_3
    - Al_2O_3
20. **Coloca** la fórmula de las siguientes estructuras de Lewis:

    :C̈l — C̈l: :Ö = Ö: :N ≡ N:
21. **Coloca** en orden creciente los siguientes ácidos:

    HF, HCl, HI, HBr.
22. **Coloca** en orden decreciente las siguientes bases conjugadas:

    I^-, Cl^-, Br^-, F^-.
23. **Coloca** en orden de fuerza de ácido:

    $HBrO_4$, $HClO_4$, HIO_4.
24. **Determina** qué es más ácido:

    Una solución de HBr cuya concentración es de 1×10^{-4} M.

    Una solución de HCl cuya concentración es de $1{,}54 \times 10^{-3}$M.
25. **Determina** qué es más básico:

    Una solución de NaOH de 0,55 M.

    Una solución de KOH de 0,75 M.
26. ¿Qué son y para qué sirven los indicadores?

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

- Trabajo personal: ¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? ¿He cumplido mis tareas? ¿Qué aprendí en esta unidad temática?
- Trabajo en equipo: ¿He compartido con mis compañeros o compañeras? ¿He respetado las opiniones de los demás?
- **Escribe** la opinión de tu familia.
- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.



Solucionario

12. a. $pH = -\log[H]$

$pH = -\log[4.25 \times 10^{-3}]$

$pH = 2{,}372$

$pOH = 14 - pH$

$pOH = 11{,}628$

b. $pOH = -\log[OH]$

$pOH = -\log[7{,}86 \times 10^{-11}]$

$pOH = 10{,}105$

$pH = 14 - pOH$

$pH = 3{,}895$

13. a. $pH=-\log[H]$

$[H]=10^{-pH}=0.251$ M

$pOH=14-pH$

$pOH=14-0.6=13.4$

$pOH=-\log[OH]$

$[OH]=10^{-pOH}$

$[OH]=10^{-13.4}=3.981\times10^{-14}M$

b) $pH=-\log[H]$

$[H]=10^{-pH}$

$[H]=10^{-4.2}=6.310\times10^{-5}M$

$pOH=14-pH=9.8$

$pOH=-\log[OH]$

$[OH]=10^{-pOH}$

$[OH]=10^{-9.8}=1.585\times10^{-10}M$

c. $pH=-\log[H]$

$[H]=10^{-pH}$

$[H]=10^{-13.2}=6.310\times10^{-14}M$

$pOH=14-pH$

$pOH=14-13.2=0.8$

$pOH=-\log[OH]$

$[OH]=10^{-pOH}$

$[OH]=10^{-0.8}=0.158$ M

14. Primer Vaso

$pH=3$

$V=3$ L

$pH=-\log[H]$

$[H]=10^{-pH}$

$[H]=10^{-3}M$

mol $[H]=10^{-3}$ mol/L$\times$3L$=3\times10^{-3}$ mol

Segundo Vaso

$pH=4$

$V=2.5$ L

$pH=-\log[H]$

$[H]=10^{-pH}$

$[H]=10^{-4}$ M

mol $[H]=10^{-4}$ mol/L$\times$2.5L$=2.5\times10^{-4}$mol

Mezcla

$V_T=3$ L$+2.5$L$=5.5$ L

$[H]=(\text{mol }[H])/V_T=(3\times10^{-3}\text{ mol}+2.5\times10^{-4}\text{ mol})/(5.5\text{ L})$

$[H]=5.909\times10^{-4}$

$pH=-\log[H]$

$pH=-\log[5.909\times10^{-4}]$

$pH=3.228$

15. Qué tipo de disolución ácida, básica o neutra, se esperaría para las siguientes reacciones de neutralización:

a. $HCl + NH_3$

Ácido fuerte con base fuerte, se espera tener una solución neutra.

b. $CH_3COOH + Ca(OH)_2$

Ácido débil con base fuerte, se espera una solución básica

16. sabor agrio, valores de pH menores a 7, concentraciones molares menores al factor por 10 a la -7.

17. sabor amargo, valores mayores de pH de 7, valores con concentraciones mayores a la -7

18. La base es el hidróxido de sodio, reacciona con el ácido sulfúrico para formar agua y sal (sulfato de sodio).

19. Respuesta abierta

20. Cl_2, O_2, N_2.

21. HF, HCl, HI, HBr.

22. F-, Br-, Cl-, I-

23. $HClO_4$, $HBrO_4$, HIO_4

24. El HCl.

25. La solución de KOH.

26. Los indicadores son sustancias que indican cuando la base y el ácido llegan al punto de equivalencia.

Orientación didáctica

- Se requiere que se entienda tanto experimental como teóricamente acerca del desarrollo de reacciones redox y precipitación. Relacionar los conceptos con la práctica. Es un experimento muy visual. Se recomienda realizar la práctica antes por cualquier inconveniente.

Actividades complementarias

- **Proponer una práctica similar**

En base a lo aprendido se puede repetir la práctica o se puede proponer una práctica similiar. De igual manera se podría enviar a que se revisa bibliografía o videos.

Solucionario

Respuesta abierta.

Página 200

Proyecto

DETERMINACIÓN DE LA ACIDEZ O BASICIDAD

OBJETIVO:

- Demostrar el pH de algunas sustancias que utilizamos en la vida cotidiana.

JUSTIFICACIÓN:

Muchas sustancias utilizadas habitualmente tienen propiedades ácidas o básicas. La determinación de su naturaleza se realiza fácilmente mediante indicadores, sustancias que varían de color según la naturaleza ácida o básica de la disolución a la que se añaden.

En esta práctica se determinará si varias sustancias comunes son ácidas, básicas o neutras, utilizando para ello tres indicadores distintos.



http://goo.gl/4LubaJ

	Color frente a un ácido	Color frente a una base
Papel indicador universal	Rojo	Azul
Fenolftaleína	Incoloro	Rosado
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul

MATERIALES Y RECURSOS:

- Gradilla con tubos de ensayo.
- Papel indicador Universal.
- Fenolftaleína.
- Azul de bromotimol.
- Sustancias de uso común: vinagre, zumo de naranja, pasta de dientes, lejía, sal, leche, agua, refresco de cola.

PROCESOS:

- **Coloca** en tres tubos de ensayo muy limpios una pequeña cantidad de disolución de la sustancia que se desea estudiar.
- **Añade** al primer tubo un trocito de papel indicador, al segundo unas gotas de fenolftaleína y al tercero unas gotas de azul de bromotimol. **Anota** en la tabla el color que observas en cada caso.
- **Interpreta** la naturaleza ácida, neutra o básica de cada sustancia según la experiencia realizada.



200

Página 201

Sustancia	Papel indicador	Fenolftaleína	Azul de bromotimol	Naturaleza
Vinagre				
Zumo de naranja				
Pasta de dientes				
Lejía				
Sal				
Leche				
Agua				
Refresco de cola				

*Si una sustancia es sólida se puede mezclarla con agua y de allí medir el valor de pH.

- **Llena** la tabla con los valores aproximados de pH para las sustancias analizadas en el laboratorio.

Sustancia	pH (aproximado)
Vinagre	
Jugo de naranja	
Pasta de dientes	
Lejía	
Sal	
Leche	
Agua	
Refresco de cola	

- **Escribe**, de menor a mayor, las sustancias en base a su pH.

Sustancia	pH (aproximado)

CUESTIONES:

a. ¿Qué importancia práctica tiene el uso de indicadores?

b. El pH es una medida de acidez o basicidad de una determinada sustancia. Supongamos que ponemos una gota de ácido clorhídrico en un tanque de agua. ¿Puede darse el caso de que un ácido tenga un pH mayor a 7?

c. ¿Puede darse el caso de que una base tenga un pH mayor a 14?

d. ¿Puede darse el caso de que existan ácidos tan fuertes que su pH sea menor que cero?

f. El pH de la piel depende del tipo de piel que tengamos. **Investiga** el rango de pH de:

Piel	pH (aproximado)
Seca	
Normal	
Grasa	



Orientación didáctica

- Se requiere que se entienda tanto experimental como teóricamente acerca del desarrollo de reacciones redox y precipitación. Relacionar los conceptos con la práctica. Es un experimento muy visual. Se recomienda realizar la práctica antes por cualquier inconveniente.

Actividades complementarias

- **Proponer una práctica similar**

En base a lo aprendido se puede repetir la práctica o se puede proponer una práctica similiar. De igual manera se podría enviar a que se revisa bibliografía o videos.

Solucionario

Respuesta abierta.



Orientación didáctica

- Se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados a los temas abordados. Se busca que el alumno englobe todos los conceptos adquiridos y conozca cómo distinguir cada concepto.
- Se recomienda guardar los resúmenes y formularios anteriormente realizados, se debe leer muy bien los ejercicios y subrayar los datos importantes para así asociarlos con los temas vistos.



Actividades complementarias

- **Competencia por filas**

  Se realiza una competencia de velocidad y calidad, consiste en que una persona por fila, deberá pasar a realizar un ejercicio, cada ejercicio valdrá un punto. La fila con más puntos ganará. Con esto se busca que los alumnos de una manera entretenida, competitiva, se entusiasmen por resolver el ejercicio.

- **Trabajo en grupo o trabajo en casa**

Las actividades pueden realizarse como deber a la casa o trabajo en grupo.

Página 202

Un alto en el camino

Gases

1. **Determina** el volumen de Cl_2 en mililitros si se conoce que ejerce una presión de 119 t234 Pa sobre dos litros de nitrógeno molecular a 1,5 atm a temperatura constante.

2. **Obtén** la temperatura en grados Celsius (°C) de 2 litros de HCl sobre 3 litros de H_2SO_4 a una temperatura de 303 K.

3. Tres litros de un gas desconocido ejercen una presión de 3 atm a una temperatura de 330 K. **Determina** la temperatura a la cual el gas va a llegar, si la presión es el doble y el volumen disminuye a la tercera parte.

4. **Determina** la cantidad en gramos de H_2 que se requiere para ejercer una presión de 2 atm con un volumen de veinte litros a una temperatura de 31°C.

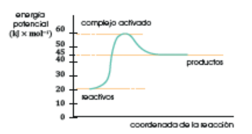
5. ¿Cuál es la velocidad de un gas desconocido que pesa 18 g/mol a una temperatura de 40°C?

Cinética química

6. **Escribe** las expresiones de la velocidad para las siguientes reacciones en función del consumo de los reactivos y de la formación de los productos:
   a. $H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightarrow 2\,HI\,(g)$
   b. $2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,H_2O\,(g)$
   c. $5\,Br^-\,(aq) + BrO_3^-\,(aq) + 6\,H^+\,(aq) \rightarrow 3\,Br_2\,(aq) + 3\,H_2O\,(l)$
   d. $4\,PH_3\,(g) \rightarrow P_4\,(g) + 6\,H_2\,(g)$
   e. $2\,NOCl\,(g) \rightarrow 2\,NO\,(g) + Cl_2\,(g)$

7. En la reacción $N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightarrow 2\,NH_3\,(g)$, en un momento dado el hidrógeno, H_2, está reaccionando a la velocidad de $0{,}090\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$:
   a. **Calcula** la velocidad a la que está reaccionando el nitrógeno, N_2.
   b. **Determina** con qué velocidad se forma el amoníaco, NH_3, en ese mismo momento.

8. La gráfica de la figura corresponde a la reacción $A + B \rightarrow C$.



   a. **Calcula** el valor de la energía de activación.
   b. **Determina** la variación de entalpía de la reacción directa.
   c. **Justifica** si la reacción directa es exotérmica o endotérmica.





Solucionario un Alto en el camino

1. $N_2+3H_2 \rightarrow 2NH_3$

$20g\ N_2 \times (1\ mol\ N_2)/(28.02g\ N_2\ ) \times (2\ mol\ NH_3)/(1\ mol\ \ N_2\ ) \times (17.04g\ NH_3)/(1\ mol\ NH_3\ )=24.33g\ NH_3$

$12g\ H_2 \times (1\ mol\ H_2\ \ )/(2.02g\ H_2\ ) \times (2\ mol\ NH_3)/(3\ mol\ H_2\ ) \times (17.04g\ NH_3)/(1\ mol\ NH_3\ )=67.49g\ NH_3$

Reactivo limitante $\rightarrow N_2$

$20g\ N_2 \times (1\ mol\ N_2\ \ )/(28.02g\ N_2\ ) \times (3\ mol\ H_2)/(1\ mol\ N_2\ ) \times (2.02g\ H_2)/(1\ mol\ H_2\ )=4.33g\ H_2$

$12g\ H_2$-$4.33g\ H_2=7.67g\ H_2$ en exceso

Se producen 24.33g NH_3

2. (a) 27g de NaOH

$27g\ NaOH \times (1\ mol\ Na\ OH)/(39.99g\ NaOH)=0.68\ mol\ NaOH$

(b) 3,57x10^{25} moléculas de SO_2

3.57x1025 moléculas $SO_2 \times (1\ mol\ SO_2)/(6.023x10^{23}$ moléculas $SO_2\ )=59.27\ mol\ SO_2$

c. $5{,}15\ g\ NaCl \times (1\ mol\ Na\ Cl)/(\ 58\ g\ NaCl)=0.088\ mol\ NaCl$

d. $25\ g\ KMnO_4 \times (1\ mol\ KMnO_4)/(158\ g\ NaCl)=0.16mol\ \ KMnO_4$

e. $16\ g\ H_2O_2 \times (1\ mol\ H_2O_2)/(34\ g\ H_2O_2\ )=0.47\ mol\ \ H_2O_2$

3. (a)Escriba y ajuste la ecuación química correspondiente

$MnO_2+4HCl \rightarrow MnCl_2+2H_2\ O+Cl_2$

(b)Calcula la masa de cloruro de hidrógeno que deberá contener la disolución concentrada de ácido clorhídrico.

$21.5g\ MnO_2 \times (1\ mol\ MnO_2\ )/(86.92g\ MnO_2\ ) \times (4\ mol\ HCl)/(1\ mol\ MnO_2\ ) \times (36.4g\ HCl)/(1\ mol\ HCl)=36.07g\ HCl$

(c) **Calcula** la masa de gas de cloro que se obtendrá.

$21.5g\ MnO_2 \times (1\ mol\ MnO_2)/(86.92g\ MnO_2\ ) \times (\ 1\ mol\ Cl_2)/(1\ mol\ MnO_2\ ) \times (70.9g\ Cl_2\ )/(1\ mol\ Cl_2\ )=17.54g\ Cl_2$

(d) Si en un experimento solamente se obtuvo 7g de Cl_2, calcular el rendimiento de dicha reacción.

$(7g\ Cl_2\ \ )/(17.54g\ Cl_2\ ) \times 100\%=39.91\%$

4.

Na_2+$SnCl_2$→SnS+2NaCl

20g $SnCl_2$× (1 mol $SnCl_2$)/(189.61g $SnCl_2$)×(1 mol SnS)/(1 mol $SnCl_2$)×(150.78g SnS)/(1 mol SnS)=15.90g SnS

5.

a) la masa de cobre que se obtendrá.

$Zn_{(s)}$+$CuSO_{4\ (ac)}$→$ZnSO_{4\ (ac)}$+Cus

20g $CuSO_4$ ×(1 mol $CuSO_4$)/(159.57g $CuSO_4$)×(1 mo Cu)/(1 mo $CuSO_4$)×(63.55g Cu)/(1 mol Cu)=7.97g Cu

b) la masa de cinc que se consumirá.

20g $CuSO_4$ ×(1 mol $CuSO_4$)/(159.57g $CuSO_4$)×(1 mo Zn)/(1 mo $CuSO_4$)×(65.39g Zn)/(1 mol Zn)=8.20g Zn

6.

a) El hidróxido de plata sólido, AgOH, se descompone en oxido de plata, Ag_2O, solido, y agua H_2O.

2AgOH→Ag_2 O+H_2 O   Descomposición

b) El gas dióxido de azufre, SO_2, en presencia del oxígeno, O_2, del aire, se transforma en gas trióxido de azufre, SO_3.

$2SO_{2(g)}$+$O_{2(s)}$→$2SO_3$ Síntesis

El nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, y el carbonato de sodio, Na_2CO_3, ambos en disolución acuosa, reaccionan y producen un precipitado de carbonato de calcio, $CaCO_3$, mientras que el nitrato de sodio, $NaNO_3$, queda en disolución.

$Ca(NO_3)_{2\ (ac)}$+Na_2 $CO_{3\ (ac)}$→$CaCO_{3\ (s)}$+$2NaNO_3$ (ac)Doble sustitución

7.

$KMnO_4^- + H^+ + NaNO_2 \rightarrow Mn^{2+} + NaNO_3 + K^+$

$MnO_4^- + H^+ + NO_2^- \rightarrow Mn^{2+} + NO_3^-$

$2(5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O)$

$5(H_2O + NO_2^- \rightarrow NO_3^- + 2H^+ + 2e^-)$

$6H^+ + 2MnO_4^- + 5NO_2^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 5NO_3^- + 3H_2O$

8. a) que el cromo reduzca a los iones Ni^{2+} a Ni oxidándose a Cr^{3+}

$Ni^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Ni_s$	-0.25 V
$Cr^{3+}_{(ac)} + 3e^- \rightarrow Cr_{(s)}$	-0.74 V
$3Ni^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$	-0.25 V
$Cr_s \rightarrow Cr^{3+}_{(ac)} + 3e^-$	-[-0.74V]
$3Ni^{2+}_{(ac)} + 2\ Cr^{3+}_{(ac)} \rightarrow Ni_s + Cr^{3+}_{(ac)}$	

fem= -0.25-[-0.74]=0.49 Espontánea

b) que los iones Sn^4+ oxiden a los iones I- a $I_2(s)$

$Sn^{4+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}_{(ac)}$	-0.13V
$I_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2I^-_{(ac)}$	-0.53 V
$Sn^{4+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}_{(ac)}$	-0.25 V
$2I^-_{(ac)} \rightarrow I_{2(s)} + 2e^-$	-[-0.56V]
$3Ni^{2+}_{(ac)} + 2\ Cr^{3+}_{(ac)} \rightarrow Ni_{(s)} + Cr^{3+}_{(ac)}$	

fem= -0.13-[-0.53 V]=-0.40 V

NO Espontánea

9. Se quiere saber si alguno de estos reactivos tiene la capacidad de oxidar o reducir al hierro presente en el sulfato de hierro (II). Y además que productos se obtendría.





$Fe^{2+}_{(ac)}+2e^{-}\rightarrow Fe$ -0.44V

$Fe^{3+}_{(ac)}+e^{-}\rightarrow Fe^{2+}_{(ac)}$ +0.77V

$Ag^{+}_{(ac)}+e^{-}\rightarrow Ag$ +0.80V

$Cl_{2\,(g)}+2e^{-}\rightarrow 2Cl^{-}_{(ac)}$ +1.36V

Tanto la plata como el cloro gaseoso tienen la capacidad de oxidar o reducir al ion Fe(2+) . Pero como los dos agentes son reductores mayores, el Fe(2+). Debe oxidarse para que la reacción sea espontanea. Sin embargo, tomando únicamente las especies presentes se tendría:

$Ag_{(s)} \rightarrow Ag^{+}_{(ac)}+e^{-}$ 0.80V

$Cl_{2(g)}+2e^{-}\rightarrow 2Cl^{-}$+1.36V

$Fe^{2+}+2e^{-}\rightarrow Fe$

-0.44V $Fe^{2+}\rightarrow Fe^{3+}+e^{-}$0.77V

fem=-0.44V-0.80V=-1.24V

fem=+1.36V-0.77V=0.59V No ocurre nada
Fe^{2+} se oxida a Fe^{3+}

10. 170g solución-3.1g soluto=166.9g solvente×1Kg/(103 g)=0.1669Kg solvente

m=(0.055mol KOH)/(0.1669Kg solvente)=0.331m

c. 170g H_2O×(1g H_2O)/(1 mL H_2O)×(1 molH_2 O)/(18.01g H_2O)=9.44 mol H_2O

11. X_{KOH}=(0.055mol KOH)/((9.44+0.055)moles totales)=5.82x10^{-3}

12. 500mL×1L/(10^3 mL)=0.5L×2.3 (mol HCl)/L×(36.46g HCl)/(1mol HCl)=41.93gHCl

13. H_2 SO_4×(1 mol H_2 SO_4)/(98.04 g H_2 SO_4)=0.10 mol H_2SO_4

200mL×1L/(103 mL)=0.2L

200mL×(1g solución)/(1mL solución)=200g solución

200g solución-9.8 g soluto=190.2g solvente

190.2g solvente×1Kg/(10^3 g)=0.1902 Kg solvente

m=(0.10 mol H_2SO_4)/(0.1902 Kg solvente)=0.53m

190.2g H_2O×(1mol H_2O)/(18.01g H_2O)=10.56 mol H_2O

X H_2SO_4)=(0.10mol H_2SO_4)/((10.56+0.10) moles totales)=9.38x10^{-3}

(9.8g H_2O)/(200g solución)×100%=4.9%

(9.8g H_2O)/(200g solución)×106=49000ppm

14. HCl+NaOH→NaCl+H_2O

20mL×1L/(10^3 mL)=0.02L×1 (mol HCl)/L=0.02mol HCl

0.02mol HCl×(1 mol NaCl)/(1 mol HCl)×(58.44g NaOH)/(1molNaCl)=1.17g NaOH

15. Tomando en cuenta la fórmula: $C_1 V_1=C_2 V_2$ se puede conocer cuánto ácido 14M se puede obtener.

18M×300mL=14M×V_2

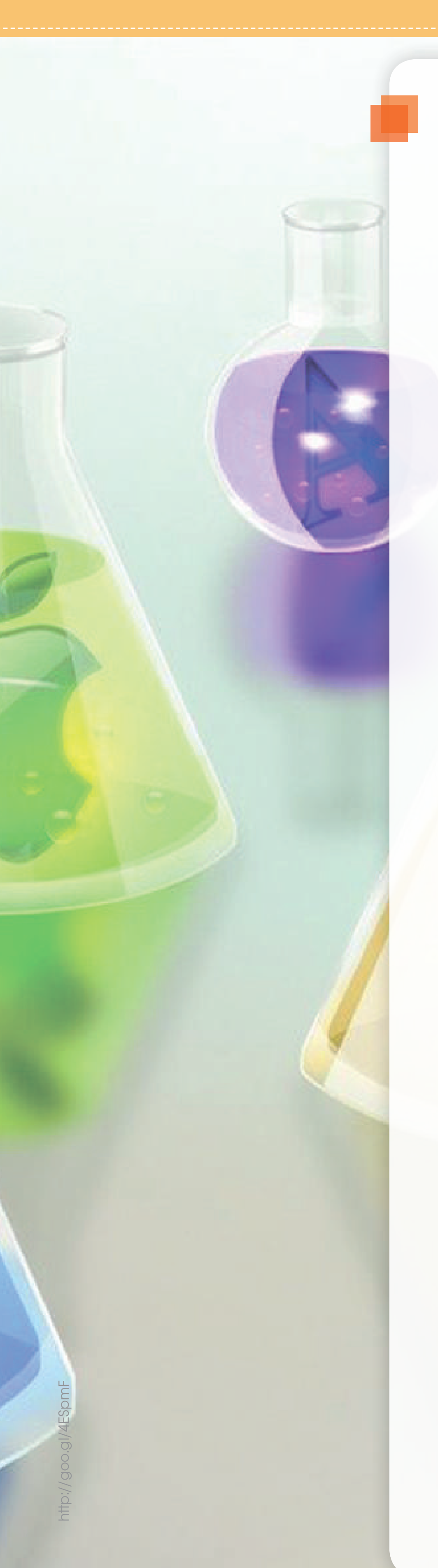
V_2=(18M×300mL)/14M=385.71mL

Para preparar por lo tanto, se debería tomar todo el frasco y aforarlo exactamente a 385.71mL . si supones que la suma de volúmenes son aditivos, se debería añadir 85.71mL de agua a la solución; pero esta suposición no es válida.

16. $2NH_3+H_2SO_4→(NH_4)_2SO_4$

30g$(NH_4)_2SO_4$ ×(1 mol $(NH_4)_2SO_4$)/(132.12g $(NH_4)_2SO_4$)×(2 mol NH_3)/(1 mol $(NH_4)_2SO_4$)×(17.04g NH_3)/

http://goo.gl/LdNhuO



$(1\ mol\ NH_3) = 7.74g\ NH_3$

$7.74g\ NH_3 \times (100g\ solución)/(18g\ NH_3) \times (1\ mLsolución)/(0.93g\ solución) = 46.23mL\ solución$

17. $AgNO_{3\ (ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3\ (ac)}$
$0.718g\ AgCl \times (1\ mol\ AgCl)/(143.32g\ AgCl) \times (1\ mol\ NaCl)/(1\ mol\ AgCl) = 5x10^{-3}\ mol\ NaCl$

$M = (5x10^{-3}\ mol\ NaCl)/disolución = 0.05M$

18.

$M = 2\ mol/L$

